

**Der akademische Unterricht in der Pharmazie  
um die Mitte des 19. Jahrhunderts,  
dargestellt an der Mitschrift einer Vorlesung  
Heinrich Wilhelm Ferdinand Wackenroders  
aus den Jahre 1845**

**Dissertation  
zur  
Erlangung des Doktorgrades  
der Naturwissenschaften  
(Dr. rer. nat.)**

**dem  
Fachbereich Pharmazie  
der Philipps-Universität Marburg  
vorgelegt von**

**Wolfram Wendler  
aus Bingen am Rhein**

**Marburg/Lahn 2004**

# **Gliederung**

## **1. Einleitung**

## **2. Zielstellung**

## **3. Methodik und Material**

### **3.1 Methodische Aspekte**

### **3.2 Quellengrundlage und Transkription**

#### **3.2.1 Zur Provenienz der Mitschrift**

#### **3.2.2 Hinweise zur Textübertragung**

## **4. Chemie und Pharmazie in der ersten Hälfte des 19. Jahrhunderts**

### **4.1 Zur allgemeinen und anorganischen Chemie**

#### **4.1.1 Anorganische Chemie**

#### **4.1.2 Zur Entwicklung des Periodensystems der Elemente**

### **4.2 Analytische Chemie**

#### **4.3 Industrielle Chemie**

#### **4.4 Organische und die Agrikulturchemie**

#### **4.5 Zum Verhältnis von Pharmazie und Chemie**

#### **4.6 Ausbildung in Chemie und Pharmazie**

### **5. Zu Leben und Werk Heinrich Wilhelm Ferdinand Wackenroder**

#### **5.1 Biographie**

#### **5.2 Werk und Bedeutung**

### **6. Kommentierung und Interpretation der Vorlesungsmitschrift "Pharmazie" von Heinrich Wilhelm Ferdinand Wackenroder aufgezeichnet von Heinrich Sänger**

#### **6.1 Einleitung**

#### **6.2 Didaktische und pädagogische Gesichtspunkte**

#### **6.3 Aspekte der Allgemeinen Chemie**

##### **6.3.1 Nomenklatur und Begrifflichkeit**

##### **6.3.2 Die chemische Verbindung.**

##### **6.3.3 Isomorphismus und Kristallstruktur**

### **6.3.4 Gliederung der chemischen Körper**

### **6.3.5. Zur Nomenklatur anorganischer Verbindungen und zum Aufbau der chemischen Formeln**

### **6.3.6 Atom- und Äquivalentgewichte sowie andere Charakteristika**

## **6.4 Die spezielle Chemie der Elemente**

### **6.4.1 Die Nichtmetalle**

#### ***6.4.1.1 Sauerstoff und seine Verbindungen***

#### ***6.4.1.2 Wasserstoff und seine Verbindungen***

#### ***6.4.1.3 Stickstoff und seine Verbindungen***

#### ***6.4.1.4 Halogene und ihre Verbindungen***

#### ***6.4.1.5 Schwefel und seine Verbindungen***

#### ***6.4.1.6 Selen und seine Verbindungen***

#### ***6.4.1.7 Phosphor und seine Verbindungen***

#### ***6.4.1.8 Bor und seine Verbindungen***

#### ***6.4.1.9 Silicium und seine Verbindungen***

#### ***6.4.1.10 Kohlenstoff und seine Verbindungen***

### **6.4.2. Die Metalle**

#### ***6.4.2.1 Einleitung***

#### ***6.4.2.2 Die Alkalimetalle***

**6.4.2.3 Die Erdalkalimetalle**

**6.4.2.4 Aluminium**

**6.4.2.5 Zinn, Quecksilber, Gold, Platin und Antimon**

**6.4.2.6 Mangan, Eisen und Zink**

**6.4.2.7. Cadmium, Wismuth, Kupfer und Silber**

**6.5 Chemisch-analytische Methoden und Geräte**

**6.6 Physikalisch-chemische Angaben**

**6.7 Chemisch-technische Ausführungen**

**6.8 Pharmazeutische Aspekte in der Vorlesungsmitschrift**

**6.8.1 Einleitung**

**6.8.2 Die beschriebenen Präparate bei den Nichtmetallen**

**6.8.3 Die beschriebenen Präparate bei den Metallen**

**7. Diskussion**

**8. Zusammenfassung**

## 9. Anhang

### 9.1. Übertragung der Vorlesungsmitschrift „Pharmazie vorgetragen von Herrn Hofrath Wackenroder“ von Heinrich Sängner aus

Seite 1 - 14	Grundzüge der physikalischen Chemie
Seite 14 - 18	Sauerstoff und seine Verbindungen
Seite 18 - 24	Wasserstoff und seine Verbindungen
Seite 24 - 37	Stickstoff und seine Verbindungen, einschließl. atmos. Luft
Seite 37 - 46	Chlor und seine Verbindungen
Seite 46 - 48	Brom und seine Verbindungen
Seite 46 - 53	Jod und seine Verbindungen
Seite 53 - 54	Fluor und seine Verbindungen
Seite 54 - 75	Schwefel und seine Verbindungen
Seite 75 - 78	Selen und seine Verbindungen
Seite 79 - 92	Phosphor und seine Verbindungen
Seite 92 - 94	Bor und seine Verbindungen
Seite 94 - 98	Kiesel (Silicium) und seine Verbindungen
Seite 98 - 112	Kohlenstoff und seine Verbindungen
Seite 112 - 119	Ammonium und seine Verbindungen
Seite 120 - 145	Alkalimetalle -120 Kalium -138 Natrium -144 Lithium
Seite 145 - 159	Alkalische Erden -145 Barium -148 Strontium -150 Calcium -156 Magnesium

Seite 159 - 162      Metalle welche auf nassem Wege kein Sulfid bilden

und durch S ammonium gefällt werden als Hydral.

-159 Aluminium

-160 Alaun

Seite 163 - 200      Elektronegative Metalle aus sauren Lösungen als Sulfiden mit Schwefelwasserstoff fällbar, aus alkalischen Lösungen nicht fällbar.

-163 Zinn

-168 Quecksilber

-181 Gold

-183 Platin

-184 Antimon

*Seite 201 – 220      Erzmatalle welche auf nassem Wege Sulfide bilden und in Schwefelalkalien unlöslich sind oder el+ Erzmatalle.*

-201 Mangan

-205 Eisen

-216 Zink

Seite 220 – 233      Metalle welche aus sauren und alkalischen Flüssigkeiten durch H<sub>2</sub>S fällbar sind.

-220 Cadmium

-225 Wismuth

-226 Kupfer

-230 Silber

## **9.2 Auflistung der Formeln, Zeichnungen und Tabellen vom Rand**

### **9.2.1 Formeln**

### **9.2.2 Zeichnungen**

### **9.2.3 Tabellen**

## **9.3 Geburtsurkunde von Heinrich Sänger**

### **9.3.1 Original**

### **9.3.2 Transkription**

## **9.4 Schreiben an den Prfikat der Leopoldina**

### **9.4.1 Original**

### **9.4.2 Transkription**

## **10 Quellen- und Literaturverzeichnis**

### **10.1 ungedruckte Quellen**

### **10.2 gedruckte Quellen und Literatur**



## 1. Einleitung

Immer wieder wird bei historischen Untersuchungen die Frage nach dem Sinn solcher Arbeiten gestellt. Speziell in den Naturwissenschaften, deren Entwicklung immer rasanter vor sich geht, wird der Nutzen wissenschaftshistorischer Betrachtungen häufig bezweifelt. Welche Relevanz hat das Wissen heute darüber, was 1845 in Jena gelehrt wurde?

Eine solche ahistorische Haltung ist aber letztendlich wissenschaftsfremd, denn die Erkenntnisse der heutigen Naturwissenschaften sind ohne die Ergebnisse der Forscher in der Vergangenheit undenkbar. Und somit stehen die Naturwissenschaftler der Gegenwart durchaus auf den Schultern ihrer Vorgänger, um so weiter in zukünftige Entwicklungen sehen zu können. Im Hinblick auf historische Analysen ist nicht nur wichtig, dass 1845 das letzte der Platinmetalle, das "Ruthenium"<sup>1</sup>, von Carl Ernst Claus (1796–1864) entdeckt wurde, sondern in welcher wissenschaftlichen Atmosphäre, in welchem Umfeld und mit welchen Menschen dies geschah. Bernhard Sticker bemerkte dazu:

*"Eigentlicher Gegenstand der Geschichte der Naturwissenschaften sind nach unserer heutigen Anschauung nicht die Fakten, d. h. "nicht die naturwissenschaftlichen Erkenntnisse als solche, sondern die geistigen Prozesse, die zu diesen Erkenntnissen geführt haben und die durch diese Erkenntnisse ausgelöst worden sind." <sup>2</sup>*

Stefen Finley Mason bemerkt treffend in seiner Einführung zu 'History of the sciences-main currents of scientific thoughts':

*"SCIENCE, as we know it today, was a comparatively late product of the general development of human civilization. Prior to the modern period of history, we cannot say that there was much of a scientific tradition, distinct from the tradition of the philosophers on the one hand, and that of the craftsmen on the other. The root of science, however, ran deep, stretching back to the period before the appearance of civilization." <sup>3</sup>*

Mason weist also darauf hin, dass sowohl die geistige Entwicklung der Menschheit, als

---

1 Dieses Element wurde benannt nach der Nationalität seines Entdeckers, Ruthenia (lat.) = Rußland.

2 zitiert nach J. WEYER (1974), 1

3 S. F. MASON (1953), 1: „Die Wissenschaft [von der Natur], so wie sie sich uns heute darstellt, erscheint erst verhältnismäßig spät in der Folge der Entwicklung der menschlichen Zivilisation. Vor Beginn der Neuzeit können wir eigentlich nicht von einer naturwissenschaftlichen Tradition sprechen, die sich von derjenigen der Philosophen und der der Handwerker unterscheidet. Die Wurzeln der Naturwissenschaft reichen jedoch tief und erstrecken sich zurück bis in die Zeit vor dem Auftreten der Zivilisation.“

auch das technische Handwerk Fortschritte machen müssen, damit sich die Wissenschaft entwickeln kann. Zum Beispiel formulierte der Chemiker Jeremias Benjamin Richter (1762–1807), der ein überzeugter Anhänger der Philosophie seines Lehrers Immanuel Kant (1724–1804) war und der als “chemischer Handwerker” in der Berliner Porzellanmanufaktur arbeitete, wohl auch deswegen das Gesetz der stöchiometrischen Proportionen, weil er wie Kant davon ausging, dass alle Naturwissenschaften Zweige der angewandten Mathematik seien. Er legte damit den Grundstein für quantitativ stöchiometrisches Arbeiten in der Chemie, was schließlich durch die moderne Atomistik verifiziert werden konnte.<sup>4</sup>

Auch Hans Joachim Störig stellt am Anfang seines Buches ‘Kleine Weltgeschichte der Wissenschaft’ die Frage: “*Warum Geschichte der Wissenschaft?*”; und gibt folgende Antwort:

*“Für den denkenden Menschen ist die Beschäftigung mit der Geschichte der Wissenschaft notwendig und sinnvoll, weil er nicht isoliert lebt, sondern in einer Welt, einer Umwelt, in »seiner« Welt, in tausendfältiger Verflechtung und unlöslicher Verbundenheit mit ihr und mit anderen Menschen – und weil die Wissenschaft eine der gestaltenden Kräfte dieser Welt ist.”*<sup>5</sup>

Eine andere Motivation, sich mit Geschichte und Biographien in der Naturwissenschaft zu beschäftigen, nennt Wilhelm Ostwald, dem es um verbesserte “psychophysische Vorbedingungen” ging, damit eine größere Anzahl Genies sich entwickeln kann:

*“Kennt man die Naturgeschichte dieser Spezies [Naturwissenschaftler] genauer, so kann man auch die schädlichen Beeinflussungen, an denen so viele mögliche Genies zugrunde gehen, vermeiden lernen. Dies bezieht sich in allererster Linie auf unsere Schulen,”*<sup>6</sup>

Hier geht es demnach gleichsam um einen pragmatischen Ansatz, der aus der Beschäftigung mit der Geschichte Vorteile für die Zukunft erarbeiten will.

Für die Pharmaziegeschichte schrieb Georg Urdang 1927 in der tiefsten Rezession der Weimarer Zeit, um Mut zu machen, Folgendes:

*“Ihnen [den Kritikern der Pharmaziegeschichte] können wir entgegenhalten, daß zu keiner Zeit die Beschäftigung mit geschichtlichen Fragen und Tatsachen notwendiger, wertvoller und zukunftssträchtiger ist als in den Tagen des Niedergangs und der Verzweiflung. Aus der Versenkung in eine bessere und glücklichere Vergangenheit, aus der Erkenntnis, daß noch auf jede Erniedrigung ein neuer Aufstieg in die Höhe folgte, erwächst uns die Hoffnung auf die Zukunft,”*<sup>7</sup>

---

4 Vgl. R. STOLZ (1973), 24 und P. LAUPHEIMER (1994)

5 H. J. STÖRING (1954), 2–4

6 W. OSTWALD (1909), Einführung

7. G. URDANG (1927), 25

## 2. Zielstellung

Aufgabe der vorliegenden Untersuchung war es, eine handschriftlich erhaltene Vorlesungsmitschrift des Apothekers und Professors Heinrich Wilhelm Ferdinand Wackenroder (1798–1854) zu transkribieren, zu kommentieren und sie im Vergleich zum Wissensstand ihrer Zeit zu analysieren.

Dabei standen eine Reihe von Fragen im Vordergrund, wie:

- Welche chemisch-pharmazeutischen Kenntnisse wurden im zweiten Drittel des 19. Jahrhunderts an der Universität Jena gelehrt ?
- Wie wurde das Wissen vermittelt ?
- Wie aktuell präsentierte Wackenroder, gemessen am damaligen wissenschaftlichen, also historischen Erfahrungsraum, den Vorlesungsstoff ?
- Von welchen Vorstellungen und Paradigmen wurde er geleitet, welche herrschenden Lehrmeinungen wurden von Wackenroder bevorzugt und wie gut war sein akademischer Unterricht ?
- Welche pharmazeutischen Grundlagen bot er und wie standen sie in Verbindung mit der Chemie ?

Ferner offenbart die Transkription zugleich, was von Studenten, hier Heinrich Sängler, verstanden wurde.

Die Dissertation will schließlich auch einen Beitrag zur Biographie Wackenroders sowie zur Erforschung der Naturwissenschaften an der Universität Jena leisten.

Es ließen sich noch weitere Fragen formulieren, die sich aus dem mitgeschriebenen Vorlesungstext ergeben. Letztendlich muss aber die Einordnung in und der Vergleich mit dem damaligen Wissensstand im Mittelpunkt stehen, um Aussagen über den Wert des akademischen Unterrichts Wackenroders ableiten zu können, so dass die Transkription selbst im Mittelpunkt dieser Arbeit steht.

### 3. Methodik und Material

#### 3.1 Methodische Aspekte

Forschungen über die Geschichte der Wissenschaft bedienen sich historischer Methoden wie sie in der Geschichtsforschung allgemein gültig sind. Sinn und Wert des methodischen Studiums liegt, wie Rudolf Schmitz betonte, unter anderem in der „Wahrhaftigkeit“, die er als eine „*methodische Geisteshaltung*“ beschreibt.<sup>8</sup> Solche Methoden sind nach Jost Weyer<sup>9</sup>

1. Die Heuristik, die sich mit dem Aufsuchen und Erschließen historischer Materialien befasst. Sie geht unter anderem der Frage nach, ob der Historiker auf Primärquellen zurückgreift oder lediglich Sekundärliteratur benutzt und ob ihm die Werke seiner Vorgänger bekannt sind.

2. Die Kritik, die sich mit der Glaubwürdigkeit und Verlässlichkeit der Quellen befasst und zu der auch die Unterscheidung von Wesentlichem und Unwesentlichem, einem subjektivem Vorgang, gehört. Wichtig ist hierbei, dass der Historiker seinem Quellenmaterial gegenüber kritisch bleibt und es nicht unreflektiert wiedergibt. F. Krafft verweist in diesem Zusammenhang auf den „historischen Erfahrungsraum“ indem er sagt:

*„Jede Wissenschaft und jede wissenschaftliche Äußerung wird nämlich durch zwei – wechselweise jeweils mehr oder weniger stark zur Geltung kommende – Faktoren unverkennbar geprägt: durch ihren Urheber und Schöpfer und durch den Historischen Raum, in dem sie entsteht.“<sup>10</sup>*

3. Die Interpretation, d. h., die Aufarbeitung und Erklärung, wobei als Maßstab das Wissen der Vergangenheit gilt, das in ein entsprechendes Verhältnis zum Wissen der Gegenwart gesetzt werden muss.

Des Weiteren nennt Weyer für die Wissenschaftsgeschichtsschreibung drei Grundmuster, die er wie folgt beschreibt:

a) isolierende Betrachtungen, die z. B. biografische, stoff- und verfahrensgeschichtliche Aspekte (wie hauptsächlich in vorliegender Arbeit geschehen) oder begriffs- und theoriengeschichtliche Aspekte behandeln;

b) integrierende Betrachtungen,

der *wissenschaftsgeschichtliche* Aspekt, wie sich z. B. die Chemie auf die Medizin ausgewirkt hat,

der *wirtschafts- und technikgeschichtliche* Aspekt bewertet die Veränderungen, die die Chemie auf die Wirtschaft und auf technische Abläufe hat,

---

8 Vgl. R. SCHMITZ (1961), 856

9 J. WEYER (1974), 1–14

10 F. KRAFFT (1971), 13

der *gesellschaftsgeschichtliche* Aspekt beschreibt den Einfluss der Chemie auf die Gesellschaft und umgekehrt und wird meistens durch philosophische Ansätze geleitet und letztlich der *kulturgeschichtliche* Ansatz, der universell alle Teilbereiche der Zivilisation beleuchten will;

c) abstrahierende Betrachtungen kann man in *ideen-* und *problemgeschichtliche* Aspekte einerseits und *geistesgeschichtliche* Aspekte andererseits differenzieren. Beide betrachten einzelne Vorgänge in einem übergeordneten Rahmen, wobei z. B. dem zugrunde liegenden Erkenntnisprozess besondere Beachtung geschenkt wird. Es handelt sich hierbei durchaus um einen philosophischen Weg, indem die Geschichte "hintergründiger" betrachtet wird.

Auf weitere Prinzipien der Geschichtsschreibung, nämlich im Rahmen der Topik, verweist Jost Weyer ebenfalls. Diese beschreiben deren Darstellungsformen, die nach den prinzipiellen Auffassungen über den Geschichtsverlauf gegliedert wurden. Diese Arbeiten bevorzugt die Ansicht, das *fortschrittliche* beziehungsweise *evolutionäre* oder auch *genetische prozessuale Darstellungen*, die dem heraklid'schen Prinzips des "Alles fließt!" am nächsten kommen.

Wichtiger als die doch eher theoretische Betrachtung ist indessen die Erkenntnis, dass in der Wissenschaftsgeschichte eine Trennung einzelner Disziplinen, wie zum Beispiel Chemie und Pharmazie, nicht immer zu vollziehen ist.<sup>11</sup> Christoph Meinel schlägt daher vor, statt von der 'Entwicklung einer Wissenschaft vom Disziplin- oder Wissenschaftswandel' zu sprechen.<sup>12</sup> Christoph Friedrich betont dazu:

*"Eine andere Gefahr besteht in dem Versuch, gegenwärtige disziplinäre Vorstellungen auf soziale und intellektuelle Infrastrukturen vergangener Zeiten zu übertragen. Indem von unserem heutigen Verständnis einer spezifischen Disziplin - wie z. B. der Chemie oder Pharmazie - ausgegangen wird, beanspruchen Wissenschaftshistoriker ganz unterschiedliche Strukturelemente für die eigene Wissenschaft, häufig ohne zu beachten, daß diese auch für andere Wissenschaftsdisziplinen "Vorläufer" waren."*

und er fährt fort mit der auch im Falle des Pharmazeuten und Lehrers Wackenroder entworfenen Aussage

*"Letzteres gilt ganz besonders für Pharmazie und Chemie, deren Disziplingenen eng miteinander verbunden sind und gelegentlich überlappend verliefen, ehe dann im 19./20. Jahrhundert eine Trennung erfolgte, die aber auch noch heute*

---

11 Über spezielle Aspekte in der Pharmaziegeschichte vergleiche G. E. DANN, (1970) Eröffnungsvortrag. E. WOLF (1996), 1 zitiert Johann Andreas Buchner (1783–1852), der schon 1827 darlegte: „Die Geschichte der Pharmazie ist mit jener der Medizin und der Naturwissenschaften, namentlich der Chemie, so innig verwebt, daß es kaum möglich ist, sie getrennt vorzutragen.“

12 C. MEINEL (1987)

*zahlreiche Gemeinsamkeiten nicht ausschließt.”*<sup>13</sup>.

Diese Aussage beschreibt genau das, was die Mitschrift der Vorlesung von Heinrich Wilhelm Ferdinand Wackenroder an vielen Beispielen aufzeigt, nämlich die enge Verbundenheit von Chemie und Pharmazie. Auch das Berufsbild Chemiker und Apotheker waren in der Mitte des 19. Jahrhunderts von ihrem Ausbildungsinhalt noch wenig voneinander zu unterscheiden.

Das methodische Vorgehen für die dieser Arbeit zugrundeliegenden Untersuchungen gliederte sich in folgende, sich teilweise temporär überschneidende Etappen:

1. Einarbeiten in die deutsche Schreibschrift mit Hilfe von Literatur<sup>14</sup> und unter Anleitung eines Bibliothekars.
2. Erste grobe Transkription der 232 Seiten (Regeln siehe Punkt 3.3.2).
3. Studium von verschiedenen Lehrbüchern<sup>15</sup> aus der Zeit der Mitschrift und spezielle Lexika zur Klärung der verwendeten Begriffe und Abkürzungen<sup>16</sup>.
4. Überarbeitung der Transkription und Erklärung der Begriffe in den Fußnoten, sowie die Erschließung schwer entzifferbarer Passagen nach dem Prinzip der Umgebungsangleichung.<sup>17</sup> Hilfreich war hierbei besonders das „Universal-Lexikon der Vergangenheit und Gegenwart“ herausgegeben von H. A. Pierer aus den Jahren 1840 bis 1854.
5. Gliederung und Konzeption der Arbeit.
6. Vertiefende Studien zur Chemie und Pharmazie des 18. und 19. Jahrhunderts.
7. Überarbeitung und Interpretation des Textes.

### 3.2 Quellengrundlage und Transkriptionsgrundsätze

Primärquellen sind eine unverzichtbare Grundlage für jedwede historische Untersuchung. Friedemann Rex betont für die Chemiegeschichte

*“Denn das grundlegende Arbeitsmaterial im Zentrum jeglicher Wissenschaftsgeschichte, die etwas auf sich hält und sich sinnvollerweise an der jeweils ersten Garnitur orientiert, sind nun einmal Originaltexte [...], umgekehrt wiederum vermag eine sorgfältige Lektüre der Basistexte nicht unerhebliche Details und gewisse Zusammenhänge überhaupt erst bewußt werden zu lassen, so daß man, dem “publish -or- pernish-Prinzip” zum Trotz, nicht oft und eindringlich genug*

---

13 C. FRIEDRICH (1992/b), 541

14 Vgl. K. DÜLFER (1973)

15 B. WEIB (1985)

16 F. VERDENHALVEN (1968)

17 Vgl. G. UTERMÖHLEN (1977), 101: Zitat: „Geflieben ist nur das sogenannte Prinzip der Umgebungsangleichung: d. h. Vergleich und Abstimmung mit den besser erkennbaren vergleichbaren Worten und Buchstaben des Textes. Dieses erlaubt uns auch die stillschweigende Korrektur kleiner Flüchtigkeitsfehler“

*betonen kann: Ein wirklich fundierter Kleinbeitrag zu irgendeiner Detailfrage bietet in der Regel erheblich mehr als so manche breit angelegte Publikation, die nur allzuoft Unüberprüftes an Unüberprüftes reiht, oder eine ausgewählte Veröffentlichungsliste [ist].”<sup>18</sup>*

Gedruckte Quellen, wie Bücher oder Publikationen, die das Endergebnis eines längeren Erkenntnisprozesses sind, gelten bei Wissenschaftshistorikern als die wichtigste Quelle, da sie als Dokument den Wissensstand einer Zeit widerspiegeln, sie geben allerdings nur selten einen detaillierteren Einblick in die Entstehung einer Erkenntnis.<sup>19</sup> Private Quellen wie z. B. Laboraufzeichnungen, Arbeitstagebücher oder Briefe ermöglichen genauere Erkenntnisse über den zeitlichen Verlauf einer Forschungsarbeit sowie die einzelnen Entwicklungsschritte, die zu einem Forschungsergebnis führen.

Eine Vorlesungsmitschrift spiegelt in authentischer Weise den wissenschaftlichen Stand in der Lehre an einem bestimmten Ort, zu einer bestimmten Zeit und zu einer bestimmten Person wider. So geben die bereits editierten Vorlesungsschriften von Klaproth-Schülern wie dem Mediziner Stefan Friedrich Barez (1790–1856)<sup>20</sup> und dem Philosophen Arthur Schopenhauer (1788–1860)<sup>21</sup>, einen Eindruck vom Wirken des bedeutenden deutschen Pharmazeuten und Berliner Professors der Chemie Heinrich Martin Klaproth (1743–1817) als Lehrer.

Hochschullehrer wie Wackenroder überarbeiteten ihre Vorlesung gewöhnlich jährlich, so dass eine Vorlesungsmitschrift den aktuellen Stand der Pharmazie im Jahre 1846 darlegt. Sie kann somit zu Recht als ein “high-light” unter den Quellen betrachtet werden.

Trotzdem haben Primärquellen wie diese Vorlesungsmitschrift auch ihre Schwächen, da der Mitschreibende Fehler begehen oder wichtige Aussagen missverstehen, oder sogar eigene Interpretationen einfließen lassen konnte. Dies bedeutet, dass der Übertragende stets mit kritischem Blick diese Quelle auswerten muss.

In diesem Sinne stellt die vorliegende und bislang kaum beachtete Mitschrift der pharmazeutischen und chemischen Vorlesungen Wackenroders, gehalten im Wintersemester 1846 an der Universität Jena und aufgeschrieben von dem Studenten Heinrich Säger, eine besonders interessante Quelle dar.

Großen Wert wurde auf die wortgetreue Transkription gelegt, die gleichzeitig mittels Fußnoten Bezüge zu Begriffen, Personen und Daten herstellt, die die anschließende Interpretation untermauern soll. Diese behandelt Wackenroders Auffassung über die Ele-

---

18 F. REX (1989), 5

19 C. FRIEDRICH (1993), 47

20 Vgl. B. ENGEL (1994)

21 Vgl. B. ENGEL (1993)

mente und deren Verbindungen, die insofern von besonderem Interesse sind, da sich auf diesem Gebiet in der ersten Hälfte des 19. Jahrhunderts gravierende Entwicklungen vollzogen haben. Ebenso wurden auch das theoretische und begriffliche Verständnis der anorganischen und analytischen Chemie, wie sie Wackenroder gelehrt hat, untersucht. Weitere charakteristische Schwerpunkte sind die Entwicklung in der anorganischen, analytischen und technischen Chemie, die besonders die Qualität der Vorlesungen belegten.

### 3.2.1 Zur Provenienz der Mitschrift

Emil Heinrich Ernst Saenger wurde am 2. August 1817 als zweiter Sohn der Eheleute Johann Friedrich Christian Saenger und Magdalene Dorothee Saenger, geb. Treuner in Königsee<sup>22</sup> bei Rudolstadt (Thüringen) geboren und wirkte nach seiner Ausbildung als Apotheker in Ilmenau. Im Jahre 1878/79 siedelte er nach Gotha um, wo er bis 1887/88 als Apotheker und danach als Rentier geführt wurde. In den Akten, die zu den damals drei Gothaer Apotheken im dort verwahrten städtischen Bestand überliefert sind, erscheint der Name Saenger [auch später, wie im Deckblatt der Mitschrift, „Sänger“ geschrieben] nirgends als Apothekenbesitzer, so dass er vermutlich in einer dieser Apotheken angestellt war. Er war verheiratet mit Anna Sänger geb. Friedrichs, mit der er zwei Söhne hatte, Johannes Carl Ferdinand geb. am 17. Juli 1861 und Fritz Otto geb. am 23. Dezember 1867. Heinrich Sänger starb am 26. Januar. 1912 im 95. Lebensjahr.<sup>23</sup>

Heinrich Sänger hatte bei Wackenroder von 1845 bis 1846 studiert, und während dieser Zeit hörte er auch Vorlesungen bei Johann Wolfgang Döbereiner (1780–1849) [Chemie]<sup>24</sup>, Ernst Ehrhard Schmidt (1815–1885) [Physik]<sup>25</sup>, Gustav Suckow (1803–1867) [Mineralogie]<sup>26</sup> und Matthias Jacob Schleiden (1804–1881) [Botanik]<sup>27</sup>. Sein Enkel Dr. H. Sänger übergab die erste Mitschriften seines Großvaters 1929 und die weiteren 1932 Prof. Oskar Keller (1877–1959)<sup>28</sup>, der als Professor für pharmazeutische Chemie zu den Nachfolgern Wackenroders<sup>29</sup> in dem 1902 neugegründeten Pharmazeutischen und Lebensmittelchemischen Institutes gehörte<sup>30</sup>. Es handelt sich hierbei um vier originale

22 Im Anhang befindet sich eine Abschrift der Geburtsurkunde von Heinrich Sänger aus dem Fürstlich Schwarzburgischen Pfarramt

23 Auskünfte wurden vom Landratsamt Gotha in einem Schreiben vom 2.12.1999 gegeben.

24 Zur Biographie vgl. D. LINKE (1999)

25 Zur Biographie vgl. F. CHEMNITIUS, 35–36

26 G. Suckow studierte unter anderem bei Heinrich Rose und Eilhard Mitscherlich, vgl. R. STOLZ (1984), 71–74

27 Vgl. J. GÜNTHER (1858)

28 Es muss sich, anders als bei W. HOM (1974), 277 angegeben, um einen Enkel von Heinrich Sänger handeln, der die Unterlagen an Prof. Oskar Keller weitergab.

29 R. SCHMITZ (1969), 190–201

30 Vgl. G. REUTER (1992) und O. KELLER (1929)



Vorlesungsaufzeichnungen<sup>31</sup>:

- "Pharmazie", Wintersemester 1846 (die hier interpretierte Vorschrift)
- "Analytische und gerichtliche Chemie", Sommersemester 1845
- "Phytochemie und Zoochemie", Sommersemester 1845
- "Analyse, praktische Übungen", Sommersemester 1845<sup>32</sup>

### 3.2.2 Hinweise zur Textübertragung

Die Vorlesungsmitschrift von Heinrich Sänger ist in deutscher Schreibschrift abgefasst und sie umfasst insgesamt 233 Seiten. Das Manuskript war unterschiedlich gut lesbar und die Anzahl der Zeilen pro Seite differierte deutlich, und zwar von 34 bis 59 Zeilen. Über die Mühe, eine originale Quelle zu übertragen, schreibt Christoph Friedrich:

*"Die palaographische Erschließung der gotisch-»deutschen« Geschaftsschrift erfordert, insbesondere für jüngere Wissenschaftler, die diese Schriftart nur noch passiv beherrschen, eine lange Übung. Besonders wenn es sich um Dokumente handelt, die der Betreffende ausschließlich für den eigenen Bedarf aufschrieb, wird man nicht selten vor unüberwindliche Hindernisse gestellt."*<sup>33</sup>

Bei der Übertragung der Mitschrift von Heinrich Sänger, die sich im Anhang befindet, wurden folgende Regeln angewendet:

1. Uberstrichene Einzelbuchstaben, die einem Doppelbuchstaben entsprechen, wie 'mm' oder 'nn' werden in der Transkription als Doppelbuchstabe übertragen. Fehlte der Überstrich, wird der zweite gleichlautende Buchstabe in eckige Klammern gesetzt.
2. Einige Silben oder Worte wurden von Sänger überwiegend abgekürzt, in der Übertragung sind sie so belassen worden:

f = auf ,	Af = Auf
s = aus	As = Aus
t = mit	v = von, vom
x = kry (kri) bei Kristallisation	

---

31 Die Mitschriften befinden sich im Ernst Haeckel Haus in Jena; EHH Med. I, 898, 899, 899a +900

32 W. HOM (1974), 175–177

33 C. FRIEDRICH (1993), 45f

3. Das Wort Wasser wurde von Sänger vornehmlich mit einem überstrichenen großen ‘V’ dargestellt, das noch aus dem alchemistischen Zeichensprache stammt; bei der Übertragung wurde das Wort in Klammern gesetzt, z. B. (Wasser) oder (wasser)leer.

4. Für organische Säuren verwendete Sänger folgende Abkürzungen:

Ö	=	Oxalsäure
Ä	=	Essigsäure
Ta	=	Weinsäure
Tr	=	Tartrat

Diese Darstellungsweise war damals üblich und wurde auch von Liebig und anderen Chemikern verwendet <sup>34</sup>.

5. Alkohol wurde teilweise mit einem ‘umgekehrten V’ geschrieben, das ebenfalls noch aus der alchemistischen Zeichensprache stammt. In der Übertragung wird ein ‘Λ’ eingesetzt.
6. Satzzeichen werden so angegeben, wie sie zu erkennen waren, allerdings sind sie oft nicht gesetzt worden oder an der falschen Stelle und demnach nicht nach den heute gültigen Regeln.
7. Die ‘chemischen Formeln’ und sogenannten ‘Formelbruche’ sowie die teils sehr exakten Zeichnungen am Rande des Textes wurden separat in einem weiteren Anhang mittels Scanner aufgenommen und transkribiert.
8. Nicht deutlich erkennbare Endbuchstaben wurden nach dem Sinn des Textes interpretiert; zum Beispiel: der-das, er-es, dem-den, etc. Oft sind die Endbuchstaben der Worte nicht deutlich, sie wurden nach heutiger Schreibweise zu Ende geschrieben.
9. Erkennbare Trennungen stellte Sänger im Text mit einem Doppelstrich (=) dar, zum Teil auch nur mit einem einfacher Strich. In der Transkription wird dies durch den Doppelstrich vereinheitlicht.

---

34 J. V. LIEBIG (1843), Bd 2, 137

- 10.** Abgekürzte Worte wurden, wenn der Sinn nachvollziehbar war, auch so übertragen;  
z. B.:

kl.	für	klein,
lwenig	für	einwenig,
--kt.	für	--keit
Sre	für	Säure.

Bei möglichen Missverständnissen wurden die fehlenden Buchstaben zwischen eckige Klammern [--] gesetzt, um größere Transparenz zu erhalten. War die Abkürzung erkennbar durch einen Punkt belegt, so wurde dieser belassen.

- 11.** ss oder ß werden so transkribiert wie gelesen, wenn in der Handschrift keine eindeutige Unterscheidung möglich ist, erfolgt die Übertragung nach der damals üblichen Schreibweise. Auch bei anderen Begriffen, wie z. B. roth (rot), beÿde (beide), Krÿstall (Kristall) wurde die Originalfassung belassen.

- 12.** Bei Worten, die aus einem chemischen Symbol und einem Wort gebildet wurden, wird eine Lehtaste eingefügt:

Sammonium (text)= S ammonium (Übertragung)

- 13.** Durchgestrichene Worte wurden – wenn noch lesbar - durchgestrichen übertragen. Absolut unleserliche Worte oder Begriffe sind mit '#####' dargestellt. Entweder wird die Interpretation, dem Sinn entsprechend, in eckigen Klammern angegeben, oder auch, wie z. B. bei längeren Erklärungen, durch eine Fußnote erläutert.

- 14.** In den Fußnoten werden Personennamen, Ortsbezeichnungen und chemische Namen erläutert, teilweise finden sich auch Interpretationen zu Begriffen und zum Verständnis des Textes.



## 4. Chemie und Pharmazie in der ersten Hälfte des 19. Jahrhunderts

In der Zeit, in der die Vorlesung von Wackenroder gehalten wurde, befand sich die Naturwissenschaft in einer rasanten Entwicklung, deren Verlauf in den einzelnen Disziplinen hier nur kurz skizziert werden soll, um die Vorlesungsmitschrift aus ihrer Entstehungszeit heraus zu interpretieren.

Die gravierenden Veränderungen betrafen die Theorien- und Methodengefüge in den Naturwissenschaften, in die neue mechanisch geprägte, quantitativ fundierte, von Kontinuitäts- und evolutionärem Denken beeinflusste Konzepte Eingang fanden. Diese Veränderungen vollzogen sich in den Naturwissenschaften vor dem Hintergrund und den Auswirkungen von gewaltigen technischen und sozialökonomischen Umwälzungen im Gefolge der Industriellen Revolution. Als ein Beispiel mag die Erfindung von Webstuhl und Spinnmaschine in der Textilbranche dienen, deren drastische Produktionssteigerung in der Folge zu Arbeitslosigkeit führte und so zum Beispiel im Juni 1844 den „Weberaufstand“ auslöste. Ganz besonderen Einfluss hatte die von James Watt (1736–1819) erfundene „doppeltwirkende“ Dampfmaschine. Die neue Antriebskraft ermöglichte, unabhängig von Wind oder Wasser, den Übergang vom Handwerk zur maschinellen Industrie, also von der manuellen zur mechanisierten Produktion. Diese Entwicklung stellte wiederum hohe Anforderungen an die Naturwissenschaftler, die daraufhin mit neuen Ergebnissen die Weiterentwicklung der Industriellen Revolution vorantrieben.<sup>35</sup> Speziell die in Lokomotiven in ganz Europa und Nordamerika eingesetzten Dampfmaschinen beschleunigten die Industrielle Revolution deutlich; am Beispiel der in Deutschland in Einsatz befindlichen Lokomotiven zeigt sich dies eindrucksvoll: 1840 nutzte man nur 13, 1843 dann 149, 1846 schon 275 und 1849 die Anzahl von 429 Lokomotiven<sup>36</sup>.

In der **Mathematik** begründete im Jahre 1816 Carl Friedrich Gauß (1777–1855) die nichteuklidische Geometrie. Die Differential- und Integralrechnung und der Funktionsbegriff erlangten immer größere Bedeutung und nach den Untersuchungen von Jean Baptiste Joseph Baron de Fourier (1768–1830) über die Wärmeleitfähigkeit und die Saitenschwingung erhielt die Diskussion über das Infinitesimale neue Aktualität<sup>37</sup>.

In der **Physik** war um 1799 von Frankreich beginnend ein neues metrisches System als einheitliches Maßsystem geschaffen worden, das aber in Deutschland erst 1872 nach Gründung des Deutschen Kaiserreiches überall eingeführt wurde. 1807 bewies Thomas Young (1773–1829) die Wellennatur des Lichtes mittels Interferenz am Doppelspalt.

---

35 Vgl. T. NIPPENDAY (1987), 178ff und H.-U. WEHLER (1987), Bd 2

36 P. BRANDT (1981), Bd 3, 229

37 H. WUSSING (Hrsg.) (1983), 304–306

Zeitlich entwickelte Josef von Fraunhofer (1787–1826) die Spektralanalyse<sup>38</sup>.

Ebenso gaben die neuen Maschinen, wie z. B. Webstühle und Nähmaschinen, wichtige Anstöße zur Ausformung der klassischen Mechanik sowie zur Herausbildung der technischen Mechanik. James Watts „doppeltwirkende“ Dampfmaschine beschleunigte die Weiterentwicklung der Wärmelehre. Die Bestimmung der Wärmeäquivalente durch James Prescott Joule (1818–1889) und die von Graf von Rumford [Sir Benjamin Thompson] (1753–1814) entwickelten Ansätze zu einer Bewegungstheorie der Wärme führten letztendlich zum Gesetz von der Erhaltung der Energie, das 1842 von Julius Robert Mayer (1814–1878) erstmals formuliert und 1847 durch Hermann Ludwig Ferdinand von Helmholtz (1821–1894) weiter durchgebildet wurde. Auf dessen Grundlage und basierend auf dem seit 1824 von Nicolas Léonhard Sadi Carnot (1796–1832) eingeführten Kreisprozess wurden um 1850 von William Thomson [Lord Kelvin of Largs] (1824–1907) und Rudolf Julius Emanuel Clausius (1822–1888) die Hauptsätze der Wärmelehre abgeleitet und damit die Thermodynamik begründet, die Ludwig Boltzmann (1844–1906) im Jahre 1866 mit Hilfe statistischer Methoden interpretierte. Für die Erklärung des Ablaufs chemischer Prozesse erwiesen sich diese Erkenntnisse von ebensolcher Bedeutung wie die Ergebnisse der Elektrizitätslehre, die ein weiteres Feld der Begegnung zwischen Physik und Chemie ermöglichten. Alessandro Graf Volta (1745–1827) hatte 1800 mit der Entdeckung der chemischen Spannungsquellen die Phase der Untersuchung elektrolytischer Vorgänge vorbereitet, die um 1833/34 in den von Michael Faraday (1791–1867) abgeleiteten Gesetzen gipfelte und die mit der Entdeckung der elektromagnetischen Induktion 1831 zur Elektrodynamik führte.

Die **Medizin** nutzte im 19. Jahrhundert zunehmend die Ergebnisse der klassischen Naturwissenschaften, was zu einem deutlichen Aufschwung führte. Im Bereich, den wir heute **Biologie** nennen, entstand die Zelltheorie durch Matthias Jakob Schleiden (1804–1881), der 1837 pflanzliche Zellen beschrieben hatte. Und schon 1839 wies Theodor Schwann (1810–1882) die Zelle als Grundbestandteil auch des tierischen Organismus nach. 1861 stellte Max Schultze (1825–1874) eine im Wesentlichen noch heute gültige Protoplasmatheorie auf.<sup>39</sup>

Von Frankreich ausgehend erlangte die **Physiologie**<sup>40</sup> durch die Naturwissenschaften angeregt immer größere Bedeutung für die Klinik. Besonders Johannes Müller (1801–1851) und sein Schülerkreis prägten in Deutschland mit ihrem Wirken die moderne Physiologie. Rothschild bemerkte dazu:

*„Unter dem Eindruck der Erfolge und der Persönlichkeit solcher Männer wie Francois Magendie und Johannes Müller unter anderem hatte die Physiologie*

38 H. WUSSING (Hrsg.) (1983), 314–317

39 D. TUTZKE (Hrsg.) (1980), 111

40 Vgl. F. LIEBEN (1935), 36–54 [Von Lavoisier bis Berzelius] und 55–69 [Liebig und seine Zeitgenossen]

*allmählich den zu Anfang des Jahrhunderts beschrittenen Weg einer stark spekulativen Naturbetrachtung verlassen.“*<sup>41</sup>

Der Wiener Pathologe Karl Rokitansky (1804–1866) suchte in der pathologischen Physiologie eine Hilfe für sichere Therapien und wollte daher allen Krankheiten einen besonderen Ort zuweisen, den er bei vielen Krankheiten im Blut vermutete. Einer seiner schärfsten Kritiker war Rudolf Virchow (1821–1902), der mit der Veröffentlichung seiner Zellularpathologie einen neuen Abschnitt der Medizin einleitete.<sup>42</sup> Er lenkte den Blick der Mediziner auf die Zelle als Ursprungsort der Krankheiten und forderte eine Lokalthherapie, was letztendlich zu einem Umsturz der alten Therapielehren führte<sup>43</sup> und einen Angriffsort für eine Heilung in der Zelle sah. Zugleich war nicht mehr das Buch das wichtigste Hilfsmittel der Mediziner, sondern Mikroskop, Sezierschere und Reagenzglas.<sup>44</sup>

Der Göttinger Anatom Friedrich Gustaf Jacob Henle (1809–1885) wurde zu einem leidenschaftlichen Verfechter der „Contagium vivum“-Hypothese und vermutete, dass die Erreger von ansteckenden Krankheiten zellulären Ursprungs seien und diese auch nur dann anzuerkennen wären, wenn sie sich in infizierten Körpern regelmäßig nachweisen ließen. Auch müsste man sie isolieren und in Reinzucht herstellen können, um dann gegebenenfalls bei Versuchstieren damit die gleiche Krankheit hervorzurufen. Hierdurch entdeckte und beschrieb man zunächst pflanzliche und tierische Parasiten, wie Trichomonas vaginalis (parasitäres Geißeltierchen), Trichinella spiralis (Trichine), Scabies (Krätzmilbe) und den Aspergillus flavus (Schimmelpilz). Vom Jahre 1850 an wurden dann auch Bakterien als pathogene Mikroorganismen nachgewiesen; vor allem durch den Franzosen Louis Pasteur (1822–1895) sowie die Deutschen Ferdinand Julius Cohn (1828–1898) und Robert Koch (1843–1910) entwickelte sich die **Bakteriologie** zu einem eigenständigen Wissenschaftszweig.<sup>45</sup>

## 4.1. Zur allgemeinen und anorganischen Chemie

### 4.1.1 Anorganische Chemie

Der Wandel in der Chemie wurde bereits um die Mitte des 17. Jahrhunderts durch die experimentell fundierte Kritik von Robert Boyle (1627–1691) am Vorgehen der Alchemie und an den Lehren der Iatrochemie eingeleitet. Er erlebte gegen Ende des 18. Jahrhunderts mit dem Sturz der von Georg Ernst Stahl (1659–1734) entwickelten phlogisti-

---

41 K. E. ROTHSCUH (1953), 118 [zum Thema Physiologie] und 112–167 [Medizin während der Zeit der Vorlesungsmitschrift]

42 Vgl. K. ASCHOFF / P. DIEPGEN / H. GOERRKE (1960), 47–49

43 Vgl. W.-D. MÜLLER-JAHNKE / C. FRIEDRICH (1996), 16–18

44 Das erste Mikroskop wurde um 1600 von Robert Hooke gebaut.

45 D. TUTZKE (Hrsg.) (1980), 123f

schen Lehre und der Begründung des antiphlogistischen Systems durch Antoine Laurent Lavoisier (1743–1794) einen Höhepunkt. Lavoisier bewies unter anderem, dass Oxidation mit Gewichtszunahme verbunden ist. Seine Arbeiten, in die er konsequent quantitative Betrachtungen einbezog, werden als Beginn der modernen Chemie angesehen.<sup>46</sup> Das Verhältnis der Apotheker zum Paradigmenwechsel beschreibt Friedrich<sup>47</sup> und erwähnt auch den Jenaer Professor Johann Friedrich August Göttling (1753–1809)<sup>48</sup> als einen der ersten Vertreter der modernen Chemie. Die Entwicklung der chemischen Atomistik durch John Dalton (1766–1844) sowie die Anerkennung quantitativ stöchiometrischer Zusammenhänge stellten die Chemie zu Beginn des 19. Jahrhunderts auf eine sichere wissenschaftliche Grundlage, auf der auch die Pharmazie ihr wissenschaftliches Fundament errichten konnte.

Als markante Punkte dieser chemischen Entwicklung können

- die Einführung des stöchiometrischen Denkens und die Aufdeckung des Gesetzes der äquivalenten Proportionen durch den Kant Schüler Jeremias Benjamin Richter (1762–1807),
- die Formulierung des Gesetzes der konstanten Proportionen durch den Franzosen Joseph Louis Proust (1754–1826),
- die ersten Atommassebestimmungen durch John Dalton,
- die Begründung der chemischen Molekulartheorie durch Amedeo Avogadro (1776–1856) sowie
- die Weiterentwicklung der chemischen Formelsprache und die Klassifizierung chemischer Verbindungen aufgrund des Verhaltens ihrer Elemente gegenüber dem elektrischen Strom durch Humphry Davy (1778–1829) und Jöns Jacob Berzelius (1779–1848) angesehen werden.

Das auf experimenteller Grundlage entwickelte elektrochemisch-dualistische System von Berzelius erwies sich für alle heteropolar verknüpften Verbindungen, d. h. letztlich für alle **anorganischen Verbindungen** als ein bedeutender Fortschritt, insbesondere weil zu Anfang des 19. Jahrhunderts die Chemie des „Mineralreichs“, also nach heutigem Verständnis ein Teil der anorganischen Chemie, dominierte und somit die Forschung auf diesem Bereich im Mittelpunkt der Chemie stand.

Wolfgang Schneider bezeichnet die anorganische Chemie in der Mitte des 19. Jahrhunderts als „voll entwickelt“ im Sinne ihrer anwendbaren Methoden wie auch im Verständnis und im Zusammenspiel mit anderen Wissenschaften.<sup>49</sup> Stephen Finlay Mason führt aus:

*„Inorganic chemistry developed rapidly in the periode 1790–1830, the ‘Heroic*

46 Vgl. G. BUGGE (1929), Bd 1, 316–333

47 C. FRIEDRICH / S. BEHNSEN (1990), 128–130

48 Vgl. W. AIGNER (1985), der das Lebenswerk von J. F. A. Göttling ausgiebig würdigt.

49 W. SCHNEIDER (1972), 179



*Age' of geology, as the geologists discovered numerous minerals for the chemists to analyse.*<sup>50</sup>

und verweist auf Berzelius, der allein zwischen 1810 und 1820 über zweitausend anorganische Verbindungen analysierte.

#### 4.1.2 Zur Entwicklung des Periodensystems der Elemente

Als ein weiteres wichtiges Feld der Chemie erwies sich zur damaligen Zeit das Problem der Systematisierung und Klassifizierung der chemischen Elemente.<sup>51</sup> Dies erschien nicht zuletzt auch deshalb dringend erforderlich, weil die Zahl der entdeckten Elemente sprunghaft gestiegen war und um die Mitte des 19. Jahrhunderts einen Höhepunkt erreichte. Es galt bei den etwa 60 bekannten Elementen die verwandtschaftlichen Beziehungen zu erforschen und nach typischen Merkmalen für deren Klassifizierung und Systematisierung zu suchen. Als ein solches Merkmal wurden für die damalige Zeit die schon recht genau bestimmten Atomgewichte angesehen, während sich aufgrund mangelnder Messgenauigkeit die Schmelz- und Siedepunkte noch als weniger reproduzierbar erwiesen.

Einen ersten Versuch, die Elemente nach ihrer Verwandtschaft zu ordnen, hatte bereits 1718 Etienne-François Geoffroy (1672–1731) mit seiner „Table des Differents Rapports“ unternommen. Lavoisier prägte zu Ende des 18. Jahrhunderts den Begriff „chemisches Element“ und umschrieb seine Definition:

*„Verbinden wir [...] mit dem Ausdruck Element oder Grundstoff der Körper den Begriff des höchsten Ziels, das die Analyse erreicht, so sind alle Substanzen, die wir noch durch keinen Weg haben zerlegen können, für uns Elemente.“*<sup>52</sup>

Damit war für die Chemiker eine einheitliche Grundlage gegeben. Verbesserte Analysemethoden ermöglichten so bedeutenden Naturwissenschaftlern wie Jeremias Richter (Stöchiometrie), Joseph Louis Proust (Gesetz der konstanten Proportionen), John Dalton (chemischen Atomtheorie) quantitative Gesetzmäßigkeiten zu erarbeiten. Berzelius bestimmte bereits sehr genaue Atom-(Äquivalent)-Gewichte, deren Bezugsgrößen allerdings unterschiedlich waren. Auch war die Vorstellung, dass die Elemente aus zwei Atomen zusammengesetzt sein könnten allgemein noch nicht anerkannt, obwohl Avogadro diese Hypothese schon 1811 im „Journal de Physique“ aufgestellt hatte. Erst Stanislao Cannizzaro (1826–1910) bewirkte auf der Chemiker-Tagung in Karlsruhe im Jahre 1860 mit Hilfe einer kleinen Denkschrift, dass diese Vorstellung allgemein akzeptiert wurde.

Mit der Beschreibung der „Triaden“ Lithium-Natrium-Kalium, sowie Calcium-

---

50 S. F. MASON (1953), 371

51 Vgl. zur Entwicklung der Atomtheorie P. KIRCHBERGER (1922)

52 Zitiert nach F. SZABADVÁRY (1966), 66

Strontium-Barium, Schwefel-Selen-Tellur und Chlor-Brom-Jod durch Johann Wolfgang Döbereiner (1780–1849), Professor für Chemie, Pharmazie und Technologie in Jena, war bereits 1817 eine frühe Systematik auf der Grundlage der chemischen Ähnlichkeit der Elemente erstellt worden, die aber erst 1829 publiziert wurde.<sup>53</sup> Eine Reihe weiterer Wissenschaftler, darunter Max von Pettenkofer (1818–1901), Leopold Gmelin (1788–1853), Jean Baptiste Dumas (1800–1884) und Alexandre Émile Béguyer de Chancourtois (1819–1886) unternahmen weitere Versuche, die Elemente zu ordnen. Die meisten der genannten Forscher taten dies in Form arithmetrischer Reihen, mit Ausnahme von Chancourtois, der eine räumliche Anordnung, die sogenannte ‚tellurischen Helix‘, vorschlug.<sup>54</sup> Doch erst 1869/70 entwickelten – unabhängig voneinander und unter verschiedenen theoretischen Ansätzen – Dimitri Iwanowitsch Mendelejew (1834–1907) und Lothar Meyer (1830–1895) die Grundlagen für die spätere Aufstellung des Periodensystems der Elemente.<sup>55</sup>

## 4.2 Analytische Chemie

Um die Mitte des 19. Jahrhunderts erfuhr auch die analytische Chemie, nicht zuletzt durch die Arbeiten von Carl Remigius Fresenius (1818–1897), eine wesentliche Ausformung. In seinem ‘Handbuch zur chemischen Analyse der Mineralkörper’ hatte der Apotheker Wilhelm August Lampadius (1772–1842) 1801 erstmals den Begriff „analytische Chemie“ erwähnt und kann zugleich als einer der Begründer dieses Gebietes angesehen werden. Christian Heinrich Pfaff (1773–1852) stellte 1821 in seinem ‘Handbuch der analytischen Chemie für Chemiker, Staatsärzte, Apotheker, Oekonomen und Bergwerkskundige’ das neue Gebiet ausführlich vor, ebenso acht Jahre später (1829) Heinrich Rose (1795–1864) in seinem ‘Handbuch der analytischen Chemie’.<sup>56</sup> Fresenius entwickelte 1841, aufbauend auf diesen Erkenntnissen sowie auf Arbeiten von Martin Heinrich Klaproth (1743–1817), Richard Kirwan (1733–1812) und Jöns Jacob Berzelius (1779–1848), den klassischen systematischen Gang der qualitativen chemischen Analyse und stellte diesen in seinem Buch ‘Anleitung zur qualitativen chemischen Analyse’ vor.<sup>57</sup> Dieses Werk wurde in den folgenden Jahren zu einem Standardwerk und erschien in mehreren Sprachen in ganz Europa. Es stellte bis in die Mitte des 20. Jahrhunderts den analytischen Leitfaden für die Laboratoriumspraxis dar und repräsentiert dem Prinzip nach den noch heute üblichen Kationen- und Anionentrennungsgang.

Auch auf dem Gebiet der quantitativen Analyse fasste Fresenius in seiner ‘Anleitung zur quantitativen chemischen Analyse’ (1846) das bis dahin bekannte Wissen zusammen

---

53 S. NEUFELD (1977), 20 und L. MEYER (1829)

54 Vgl. G. BUGGE (1929), Bd 2, 269–271

55 G. BUGGE (1984), Bd 2, 269

56 H. ROSE (1838)

57 C. R. FRESENIUS (1844)

und systematisierte es detailliert. Die Anfänge titrimetrischer Methoden zur quantitativen Bestimmung gehen auf den Apotheker Claude Joseph Geoffroy (1672–1731) zurück, der mit Pottasche den Gehalt von Essig bestimmte.<sup>58</sup> Später setzte man empirische Probelösungen ein, deren verbrauchtes Volumen bestimmt wurde. Dabei kamen Farbindikatoren, wie z. B. Veilchensaft (Lackmus), zum Einsatz. 1824 entwickelte Joseph Louis Gay-Lussac (1778–1850) eine titrimetrische Methode zur Braunsteinbestimmung, indem er zuerst daraus durch Salzsäure Chlor entwickelte, das er in Kalkmilch absorbierte und dann durch Entfärbung einer Indigo-Lösung quantifizierte. 1835 verwendete er als Reduktionsmittel arsenige Säure, Kaliumhexacyano-(II)-ferrat (gelbes Blutlaugensalz) oder Quecksilber-(I)-nitrat. Um das Jahr 1840 begründeten französische Forscher die Jodometrie, 1846 folgte von dem Franzosen Frédéric Margueritte (um 1830)<sup>59</sup> die Permanganometrie. Der Arzt und Professor für Chemie Andrew Ure (1778–1857) beschrieb 1844 in seinem Buch „Dictionary of Arts, Manufactures and Mines“ unter dem Stichwort „Alkalimetry“ ein neues Verfahren, dessen Grundgedanke es war, die Atomgewichtsmenge in einem Einheitsvolumen Wasser aufzulösen. Nach John Joseph Griffin (1802–1877) nannte man solche Lösungen normale Lösungen. In Deutschland verfasste 1855 der Apotheker Carl Friedrich Mohr (1806–1879), der sich um die Maßanalyse verdient gemacht hat, ein Titrierbuch, dessen erste bis fünfte Auflage er selber bearbeitete.<sup>60</sup>

Doch auch Heinrich Wilhelm Ferdinand Wackenroder (1798–1854) lieferte für die analytische Chemie, unter anderem mit seinen ‚Analytischen Tabellen‘, Grundlagen, auf denen die Wissenschaftler seiner Zeit aufbauen konnten.

Um die Mitte des 19. Jahrhunderts hatte sich die Analytische Chemie als ein spezielles Teilgebiet der Chemie etabliert. Es existierten für sie eigene Lehrbücher, und 1862 wurde von Fresenius eine spezielle ‘Zeitschrift für analytische Chemie’ begründet. Dies schließt in gewisser Weise den Etablierungsprozess der analytischen Chemie im Rahmen der Chemie ab.

Wie aus diesen Beispielen hervorgeht, prägten Pharmazeuten in der ersten Hälfte des 19. Jahrhunderts entscheidend die analytische Chemie, sowohl mit ihren praktischen Arbeiten, als auch mit ihrem Wirken in der Lehre<sup>61</sup>. Im Verlaufe der Trennung von Chemie und Pharmazie entwickelte sich die Pharmazeutische Analytik zu einem für die Qualitätskontrolle von Arzneimitteln unentbehrlicher Bereich.

---

58 W. SCHNEIDER (1977), 223f

59 F. SZABADVÁRY (1966), 279: „F. Margueritte war Angestellter der Pariser Gaswerke, veröffentlichte etwa 10 Abhandlungen, seine Lebensdaten sind unbekannt.“

60 Vgl. W. SCHNEIDER (1972), 227–232

61 Vgl. C. FRIEDRICH (1992a)

### 4.3 Industrielle Chemie

Im Gefolge der Industriellen Revolution entstand um die Wende zum 19. Jahrhundert auch die chemische Grundstoffindustrie. Insbesondere die sich sprunghaft entwickelnde Textilindustrie stellte an die Chemie neue Anforderungen, die in der Herstellung textilveredelnder chemischer Hilfsmittel, neuer Wasch- und Bleichmittel sowie verbesserter Farbstoffe gipfelten. Die noch im 18. Jahrhundert verwendeten Naturprodukte bzw. natürlichen Stoffe, wie Soda und Pottasche zum Waschen der Gewebe, die zum „Ansäuern“ alkalischer Gewebe verwendete Sauermilch, die mühsam gewonnenen Naturfarbstoffe oder die Naturbleiche mittels Sonne und Wasser, erwiesen sich als den Anforderungen der textilen „Massenproduktion“ des 19. Jahrhunderts nicht mehr als ausreichend. Es entstanden zunächst chemisch-industrielle Kleinbetriebe, die sich insbesondere mit der Produktion von synthetisch hergestellter Soda und Pottasche, von Schwefelsäure, Bleichmitteln sowie in der 2. Hälfte des 19. Jahrhunderts vor allem mit der Herstellung von Synthesefarbstoffen beschäftigten. Besondere Bedeutung erlangte dabei das von dem Franzosen Nicolas Leblanc (1742–1806) zwischen 1789 und 1791 entwickelte Verfahren zur Herstellung von synthetischer Soda, das sich jedoch erst zu Anfang des 19. Jahrhunderts durchzusetzen vermochte.<sup>62</sup> Weitere technisch realisierte Produkte waren Chlorkalk und Kaliumhypochlorit-Lösungen, die als „Eau de Javel“ in den Handel kamen. Der Einfluss der Apotheker auf die Entwicklung der technischen Chemie kann durchaus als wesentlich angesehen werden und prägte auch diesen Zweig der Chemie bis in die Mitte des 19. Jahrhunderts durch viele grundsätzliche Arbeiten.<sup>63</sup>

Die Chemie erhielt zunehmend eine industrielle Dimension in der Metallurgie, insbesondere bei der Erweiterung der Eisen- und Stahlproduktion sowie der Herstellung von Kupfer, Blei und anderen Metallen. Aber ebenso beschleunigte die sich schrittweise herausbildende Düngemittelindustrie und die Schaffung neuer Beleuchtungsquellen in Gestalt der Leuchtgasindustrie die Entwicklung der industriellen Chemie.

Die auf diesen Gebieten entwickelten chemisch-technologischen Verfahren entstanden in dieser Zeit vorwiegend auf empirischer Basis, d. h. durch Versuche. Die wissenschaftliche Durchdringung, nämlich die Analyse nach welchen chemischen und physikalischen Gesetzen sich die Prozesse steuern ließen, setzte erst in der zweiten Hälfte des 19. Jahrhunderts ein.

Auch in dem Bereich der industriellen Chemie gaben Pharmazeuten nicht zu unterschätzende Impulse; Christoph Schümann erwähnt besonders Pharmazeuten, die an der Universität Jena tätig waren: Johann Friedrich August Göttling (1753–1809), Georg Friedrich Christian Fuchs (1760–1813) und Johann Wolfgang Döbereiner (1780–1849). Sie vertraten mehr als ein halbes Jahrhundert die Technische Chemie an dieser Hochschule.

---

62 C. SCHÜMANN (1997), 148 [Das Leblanc-Verfahren und Alternativvorschläge von Apothekern]

63 Vgl. C. SCHÜMANN (1997)

Bis zu seinem Tode 1849, also auch noch zur Zeit der Vorlesungsmitschrift, war Döbereiner verantwortlich für die technische Chemie in Jena.<sup>64</sup> Auch Ludwig Franz Bley (1801–1868), ein Schüler Wackenroders an der Universität Jena, hatte einen bemerkenswerten Einfluss auf die Entwicklung chemischer Technologie.<sup>65</sup>

#### 4.4 Organische und Agrikulturchemie

Die zahlreichen Besonderheiten der Tier- und Pflanzenchemie gegenüber den Stoffen des „Mineralreichs“, also zwischen organischen und anorganischen Verbindungen, hatten Berzelius bereits um 1806 dazu veranlasst, diese auch begrifflich voneinander zu unterscheiden. Er führte daher zeitgleich mit Leopold Gmelin (1788–1853) den Begriff „**organische Chemie**“ ein, meinte damit aber lediglich solche Verbindungen, die von „Organismen“ mit Hilfe der Lebenskraft „vis vitalis“ erzeugt werden können.<sup>66</sup> Der deutsche Chemiker Friedrich Wöhler (1800–1882), ein Schüler von Berzelius, brachte 1828 diese vitalistische Auffassung seines Lehrers durch Umwandlung von Ammoniumcyanat in Harnstoff ins Wanken<sup>67</sup>. Zuvor hatte er gemeinsam mit Justus von Liebig (1803–1873) herausgefunden, dass Stoffe bei gleicher quantitativer und qualitativer chemischer Zusammensetzung unterschiedliche Eigenschaften haben können, eine Erscheinung, die wir heute Isomerie nennen. Doch speziell Liebig, den eine lebenslange Freundschaft mit Wöhler verband, kann als einer der Begründer der organischen Chemie angesehen werden. Liebig selbst gründete eine wissenschaftliche Schule, der solche bedeutende Chemiker wie Robert Wilhelm Bunsen (1811–1899), August Wilhelm von Hofmann (1818–1892), August Kekulé (1829–1896) und Charles Adolphe Wurtz (1817–1884) angehörten und die im Wesentlichen das Problem der Struktur organischer Verbindungen zu klären halfen.<sup>68</sup>

1840 veröffentlichte Liebig sein Werk „Die Chemie in ihrer Anwendung auf Agrikultur und Physiologie“ und begründete damit die Agrikulturchemie.<sup>69</sup> Er formulierte darin den Gedanken des Kohlenstoffkreislaufs in der Natur und gab dem Boden durch Zugabe von Mineralsalz-Mischungen jene Mineralien zurück, die er in den Pflanzenaschen zuvor bestimmt hatte. Damals herrschte noch die Humustheorie vor, die davon ausging, dass der Kohlenstoff der Pflanzen aus dem Boden stamme. Liebig schuf so die Grundlage für eine Steigerung der landwirtschaftlichen Produktivität und damit für eine deutlich gesicherte Ernährung der ständig wachsenden Bevölkerung.<sup>70</sup>

---

64 C. SCHÜMANN (1997), 32

65 Vgl. C. SCHÜMANN / C. FRIEDRICH / T. MÖWS (1991)

66 Vgl. J. WEYER (1979)

67 Über die Problematik zum Beginn der organischen Chemie vgl. R. SCHMITZ (1984).

68 Vgl. S. F. MASON (1953), 373 und L. SCHMITT (1953) [zum Wirken Liebig's]

69 Vgl. H.-W. SCHÜTT (1973)

70 Vgl. G. BUGGE (1929), Bd 2, 1–30

## 4.5 Zum Verhältnis von Chemie und Pharmazie

Chemie und Pharmazie waren seit alters her eng miteinander verbunden. So stellte lange Zeit das Apothekenlabor einen der wichtigsten Orte für experimentelle Untersuchungen dar.<sup>71</sup> Umgekehrt erwiesen sich für den Apotheker chemische Kenntnisse und Fertigkeiten als unerlässlich bei der Durchführung seines Berufes, der noch bis in das 19. Jahrhundert mehr als „Handwerkskunst“ mit noch weitgehend geringem wissenschaftlichem Anspruch angesehen wurde. Insofern bildete die am 20. September 1830 in Hamburg auf der Versammlung deutscher Naturforscher und Ärzte vollzogene Gründung einer eigenen pharmazeutischen Sektion eine Anerkennung der Pharmazie auf dem Wege zu einem eigenständigen Wissenschaftszweig. Hermann Schelenz bemerkte dazu:

*„Am engsten und längsten blieb Chemie, die so lange die Krankheitslehre und das Gebiet der Arzneiversorgung beherrscht hatte, mit der Pharmazie verquickt.“*<sup>72</sup>

Wolfgang Schneider stellte 1959 fest:

*„Dadurch ist vieles, was zur Berufsgeschichte der Apotheker gehört, zugleich Berufsgeschichte der Chemiker geworden.“*<sup>73</sup>

So wundert es nicht, dass auch noch im 19. Jahrhundert Apotheker in der Entwicklungsgeschichte der Chemie einen herausragenden und geachteten Platz einnahmen. Man denke nur an die Leistungen von Joseph Louis Proust (1754–1826), Jean-Baptiste André Dumas (1800–1884), Johann Wolfgang Döbereiner (1780–1849), Johann Bartholomäus Trommsdorff (1770–1837), Bernard Courtois (1777–1838), Antoine Jérôme Balard (1802–1876), Martin Heinrich Klaproth (1743–1817), Valentin Rose (1762–1807), Heinrich Rose (1795–1864) und nicht zuletzt auch an Heinrich Wilhelm Ferdinand Wackenroder. Wolfgang Schneider schrieb dazu:

*„Die [...] Frage, ob auch im 19. Jahrhundert Apotheker große Leistungen für die Chemie vollbracht haben, ist nach den angegebenen Beispielen zu bejahen, allerdings mit der Einschränkung, daß ihre Zahl im Laufe der Zeit kleiner und kleiner wurde. Diese Feststellung führt zu der nächsten Frage, woran das gelegen haben mag? Es ergab sich zwangsläufig aus dem Wandel sowohl der Chemie als auch der Pharmazie seit Anfang des 19. Jahrhunderts.“*<sup>74</sup>

Vor allem aber durch die institutionelle Herausbildung zweier Berufsbilder, das des Chemikers und das des Pharmazeuten, änderten sich bis heute die Aufgabengebiete, ohne sich jedoch völlig voneinander zu trennen.

---

71 P. DILG (2000)

72 H. SCHELENZ (1904), 662

73 Vgl. W. SCHNEIDER (1959) und G. E. DANN (1959), 54

74 W. SCHNEIDER (1972), 179f

## 4.6 Ausbildung in Chemie und Pharmazie

Die akademische Wurzel der Chemie kommt neben der Technik und der Metallurgie im Wesentlichen aus der Medizin. An einigen medizinischen Fakultäten gab es seit Ende des 16. Jahrhunderts Vorlesungen über Chymie, also Medizinische Chemie, die auch als die wissenschaftliche Wurzel der Pharmazie angesehen werden kann<sup>75</sup>.

Zu Beginn des 19. Jahrhunderts vollzog die Pharmazie in enger Wechselwirkung mit der Chemie den Übergang von einer vorwiegend handwerklichen Kunst, wie sie noch am Ende des 18. Jahrhunderts zur Zeit von Carl Wilhelm Scheele (1742–1775) erlernt worden war<sup>76</sup>, zu einer eigenständigen wissenschaftlichen Disziplin. Bis zu diesem Zeitpunkt hatte die Pharmazie über weite Strecken der Chemie den Weg geebnet, Johannes Valentin schrieb dazu:

*„Die Apothekenlaboratorien sind demnach die ältesten chemischen Untersuchungslaboratorien, von jetzt an [1777] die Ausbildungsstätten des pharmazeutischen und zunächst auch des chemischen Nachwuchses. Soweit sie sich in Universitätsstädten befanden, sind sie im Laufe des 19. Jahrhunderts in staatliche pharmazeutisch-chemische Universitätsinstitute umgewandelt worden.“<sup>77</sup>*

Während Valentin die Ausbildung in den Apotheken als Bindeglied von Chemie und Pharmazie benennt, sieht Christoph Friedrich in der Iatrochemie einen gemeinsamen Ausgangspunkt für Chemie und Pharmazie und spricht von „Schwesterdisziplinen“ und verweist auf die universitäre Ausbildung:

*„Die an den Universitäten gelehrte Chemie war eine medizinische Chemie mit stark pharmazeutischer Prägung und muß somit als Mutterdisziplin für Chemie und Pharmazie betrachtet werden.“<sup>78</sup>*

Die Differenzierung der beiden Naturwissenschaften zeigt sich deutlich an dem chronologischen Ablauf bei der Ausbildung der Apotheker, die zum Teil noch bis ins 20. Jahrhundert stark handwerklich geprägt war und oft wie ein Ausbildungsverhältnis angesehen wurde. Jedoch konnte auch die pharmazeutische Ausbildung im Zuge der Verselbstständigung der Chemie zunehmend auf eine wissenschaftliche Grundlage gestellt werden. Vom späten 18. Jahrhundert bis zum Ende des 19. Jahrhunderts vollzog sich die Ausbildung vielfach in Form von Privatinstituten. Besondere Impulse gingen hierbei in Deutschland von hervorragenden Apothekern und Naturforschern wie Martin Heinrich Klaproth<sup>79</sup>, Sigismund Friedrich Hermbstaedt (1760–1833)<sup>80</sup>, Wilhelm August Lampadius (1772–1842), Johann Christian Wiegand (1732–1800), Johann Bartholomäus

---

75 Vgl. E. SCHMAUDERER (Hrsg.) (1973), 148–151

76 Vgl. G. BUGGE (1929), Bd 1, 274

77 J. VALENTIN (1950), 46

78 Vgl. C. FRIEDRICH (1992b)

79 Vgl. G. E. DANN (1958)

80 Vgl. C. SCHÜMANN / C. FRIEDRICH (1991)

Trommsdorff, Johann Friedrich August Götting (1753–1809)<sup>81</sup>, Friedrich Stromeyer (1776–1835), Johann Wolfgang Döbereiner, Carl Christoph Traugott Goebel (1794–1851), dessen Institut 1828 Heinrich Wilhelm Ferdinand Wackenroder übernahm, und Carl Remigius Fresenius<sup>82</sup> aus. Wackenroder selber gilt als einer der ersten erfolgreichen Lehrer der Pharmazie und hat auf einigen Gebieten herausragende Ergebnisse erzielt. Seit der Mitte des 19. Jahrhunderts wurde die Arzneimittelwissenschaft dann mehr und mehr an den Universitäten gelehrt.<sup>83</sup> Beyerlein bezeichnete die pharmazeutischen Privatinstitute als einem Königsweg und betonte dazu:

*„Eine Schlüsselrolle für die weitere Entwicklung der pharmazeutischen Ausbildung seit Ende des 18. Jahrhunderts und noch während des 19. Jahrhunderts kam den der pharmazeutischen Privatinstituten zu.“<sup>84</sup>*

Liebig gelang es, für die sich etablierende Chemie eine für die damalige Zeit einzigartige Ausbildung zu etablieren.<sup>85</sup> Schon 1825 organisierte er als Ordinarius für Chemie an der Universität Gießen einen Kursus, der die Weiterbildung von Pharmazeuten und anderen chemischen Gewerbetreibenden zum Ziel hatte. Dieser Kursus beinhaltete unter anderem chemische Analyse, Experimentalchemie und Anweisungen zur Prüfung der Arzneimittel.<sup>86</sup> Liebig änderte dann schon zwei Jahre später die Ausbildung dahingehend, dass nach einem Semester Vorlesungen ein Semester ausschließlich ganztägig der experimentell-chemischen Ausbildung vorbehalten war. Später richtete er ein Anfängerpraktikum ein, das geübte Assistenten betreuten, und forschte zugleich mit fortgeschrittenen Schülern gemeinsam im Labor. In zahlreichen Abhandlungen forderte Liebig eine spezielle Chemikerausbildung. Irene Strube beschrieb die Bedeutung Liebig's über die Grenzen Deutschlands hinweg:

*„Nach dem Beispiel Liebig's begannen fast alle Universitäten in den fortgeschrittenen Ländern der Welt chemische Ausbildungsstätten einzurichten.“<sup>87</sup>*

In der Pharmazie dauerte der Übergang von einem handwerklich geprägten Lehrberuf zu einem akademischen Hochschulstudium deutlich länger als in der Chemie. Die Pharmaziehistoriker Alfred Adlung und Georg Urdang betrachten ihn erst 1934 als weitgehend abgeschlossen, indem ein sechs semestriger Studiengang zur Pflicht für einen Apotheker wurde:

---

81 J. F. A. Götting war Professor für analytische, medizinische und technische Chemie in Jena, vgl. H. SCHELENZ (1904), 611–612

82 Vgl. D. POHL (1972)

83 Vgl. H. DIECKMANN (1954)

84 B. BEYERLEIN (1991), 102

85 Vgl. C. BILLIG (1994), 75–77

86 Vgl. zu Liebig's Verhältnis zur Pharmazie C. FRIEDRICH (2003), 48–52

87 I. STRUBE / R. STOLZ / H. REMANCE (1989), 72–74



*„Ende 1934 ist schließlich die längst erwartete grundsätzliche Änderung der pharmazeutischen Ausbildung, die am 1. April 1935 in Kraft getretene Prüfungsordnung für Apotheker ...“*<sup>88</sup>.

Wegen dieser Entwicklung veränderte sich auch in Deutschland die soziale Stellung der Pharmazie - wie Friedrich eindeutig belegt.<sup>89</sup>

---

88 A. ADLUNG / G. URDANG (1935), 144

89 Vgl. C. FRIEDRICH (1991) und C. FRIEDRICH (1994)

## 5. Zu Leben und Werk von Heinrich Wilhelm Ferdinand Wackenroder

### 5.1 Biographie

Am 8. März 1798 in Burgdorf, bei Hannover, als Sohn eines Arztes und Apothekers geboren, erhielt Heinrich Wilhelm Ferdinand Wackenroder zunächst Privatunterricht und absolvierte dann von 1814 bis 1819 eine Apothekerlehre in der Hofapotheke zu Celle. Anschließend war er zwei Jahre in der väterlichen Löwenapotheke in Burgdorf tätig, bevor er 1821 im Alter von 23 Jahren in Göttingen ein medizinisches und naturwissenschaftliches Studium aufnahm.<sup>90</sup> Hier beeindruckte ihn besonders der Mediziner und Chemiker Friedrich Stromeyer (1776–1835), der 1817 insbesondere durch die Entdeckung des Cadmiums hervorgetreten war. 1824 musste Wackenroder das Studium wegen finanzieller Schwierigkeiten seines Vaters, dessen Apotheke 1821 abgebrannt war, abbrechen. Zuvor hatte er schon einen Teil seines Unterhaltes durch Privatunterricht verdienen müssen. Trotz seiner durch diese Doppelbelastung angeschlagenen Gesundheit beendete er sein Studium der Medizin vorzeitig, und zwar „mit dem höchsten Grad“ vor dem Medizinalkollegium zu Hannover. Nach einem Jahr Aushilfe in der väterlichen Apotheke zu Burgdorf kehrte er 1825 als Assistent Stromeyers nach Göttingen zurück und fertigte hier seine Dissertation zum Thema „*Commentatio de anthelminticis*“<sup>91</sup> an, mit der er dann 1827 an der Universität Erlangen promoviert wurde. Ein Exemplar seiner Arbeit sandte Wackenroder am 26. November 1826 mit seinem ersten Brief an Trommsdorff.<sup>92</sup> Bereits ein Jahr später, am 28. Juli 1828, habilitierte er sich in Göttingen mit zwölf, in lateinischer Sprache abgefassten Thesen und wurde daraufhin zum Privatdozenten ernannt. Noch im selben Jahr erhielt er aus Jena das Angebot, die Nachfolge des nach Dorpat berufenen Universitätsapothekers Friedemann Carl Christoph Traugott Goebel (1794–1851) anzutreten, der im Jahre 1821 das private Pharmazeutische Institut in Jena<sup>93</sup> eingerichtet hatte.<sup>94</sup> Obgleich die finanziellen Aussichten gering waren, nahm er dieses Angebot dankbar an; dies wohl auch deshalb, weil er sich von der Weiterführung des Göbelschen Institutes Impulse für den akademischen Unterricht in der Pharmazie versprach, der nach seiner Meinung der Rang einer „selbständigen Wissenschaft“ zukam.

---

90 Vgl. A.-S. HONIG (1990), 7–8

91 „Kommentar über Entwurmungsmittel“

92 H. F. W. WACKENRODER (1827–1837): Briefe an Trommsdorff; insgesamt fünf Briefe, die die Zunahme der gegenseitigen Hochachtung bezeugen. Der letzte Brief Wackenroders an Trommsdorff beginnt mit der Anrede „Treuester Freund“. Unveröffentlichte Briefe aus dem Nachlass von Trommsdorff (Handschriftensammlung der Staatsbibliothek zu Berlin – Preußischer Kulturbesitz)

93 F. GOEBEL (1822): Über die Ausbildung und die Unterrichtsfächer im Goebel'schen Institut.

94 Vgl. G. REUTER (1992), 389

Wackenroder betrieb neben seiner Professur an der Universität Jena das Institut zusammen mit dem Mathematikprofessor Friedrich Wilhelm Ludwig Wahl (1793–1831) und dem Mediziner Friedrich Wilhelm Theile (1801–1879) und veröffentlichte noch im Dezember des selben Jahres eine erste Mitteilung über die dortige Ausbildung „nicht-maturierter Apothekergehilfen“.<sup>95</sup> Das Institut befand sich in Jena anfangs ‘Unterm Markt 2’, ab 1844 in der ‘Leutrastraße 10’, und erfreute sich zunehmender Beliebtheit. Dies mochte auch darin seine Ursache haben, weil Wackenroder, wie sein Göttinger Lehrer Stromeyer, den Unterricht auf das selbständige analytisch-praktische Arbeiten ausrichtete, was zur damaligen Zeit noch eine Ausnahme darstellte. 1838 wurde er zum ordentlichen Professor und 1849 zum Nachfolger des verstorbenen Johann Wolfgang Döbereiner (1780–1849) berufen.

1836 übertrug man ihm auch die Inspektion der Apotheken im Großherzogtum Sachsen-Weimar-Eisenach und ab 1849 zusätzlich die des Herzogtums Sachsen-Altenburg. Erste Erfahrungen als Apothekeninspektor hatte Wackenroder schon als Assistent Stromeyers gewonnen, wobei diese Revisionen für ihn eine Möglichkeit darstellten, durch helfende Kritik die Anerkennung und Qualität des Apothekerberufes zu verbessern. Er entwarf dazu sogenannte Protokoll-Netze, die die Revisionen systematisieren und verbessern sollten.<sup>96</sup> Veröffentlichungen im Rahmen des „Teutschen Apotheker-Vereins“, die die Verbesserung der Pharmazie im Sinne hatten, gab er unter anderem zusammen mit Georg Friedrich Walz (1813–1862) und seinem Schüler Ludwig Franz Bley (1801–1868) heraus.<sup>97</sup>

Wackenroders erfolgreiche Laufbahn fand jedoch bald ihr Ende. 1834 hatte er Louise Luden, die Tochter des mit Johann Wolfgang von Goethe befreundeten Jenaer Historikers und Hofrates Heinrich Luden (1778–1847) geheiratet. Nach dem Tod ihrer gemeinsamen kleinen Tochter Henriette im Jahre 1854 erkrankte Wackenroder schwer. Er starb am 4. September desselben Jahres mit erst 56 Lebensjahren an den Folgen fortschreitender Gehirnerweichung.<sup>98</sup>

## 5.2 Werk und Bedeutung<sup>99</sup>

Wackenroder gilt als einer der ersten **bedeutenden Lehrer der Pharmazie** und zugleich als einer der herausragenden **Forscher** seiner Zeit. In seinem Jenaer Privatinstitut, das eng an die akademische Ausbildung der Universität gekoppelt war, wurden zwi-

---

95 H. W. F. WACKENRODER (1834), 138-144 und (1837), 231–239: Nachricht über das pharmaceutische Institut zu Jena.

96 Vgl. H. HELLMUTH (1985)

97 Vgl. G. EBERHARDT (1990), 118–119: Es handelt sich um einen gedruckten Beschluss, der an verschiedene deutsche Regierungen gesandt wurde.

98 progressive Paralyse, Geisteskrankheit oft in Folge der Syphilis

99 Vgl. C. FRIEDRICH (1993b) / H. HELLMUTH (1980) / A.-S. HONIG (1990)

schen 1829 und 1854 über 300 Apothekengehilfen ausgebildet, davon kamen 19 aus dem Ausland. Bis zum Jahre 1850 zählte Armin Wankmüller 298 Schüler, was eine durchschnittliche Anzahl von ca. 14 Schülern pro Jahr entspricht.<sup>100</sup> Die zwei Semester umfassende Ausbildung in Jena verlief bis 1828 in kollegialer Konkurrenz zu der in Erfurt, wo der bedeutende Apotheker Johann Bartholomäus Trommsdorff<sup>101</sup> schon 1795 die „Chemisch physikalische und pharmazeutische Pensionsanstalt für Jünglinge“ eingerichtet hatte. Wackenroder leitete wie Liebig die Laborpraktika selber und zeichnete sich dabei durch peinliche Genauigkeit, viel Geduld und Aufmerksamkeit aus. Zwei seiner Schüler, Eduard Reichardt (1827–1891) und Johann Friedrich Hermann Ludwig (1819–1873), erinnern sich in einer Laudatio daran:

*„Gewiss werden sich alle seine Schüler mit Vergnügen an die Thätigkeit Wackenroders im Laboratorium erinnern, wie er in seinem Arbeitsanzuge, von Tisch zu Tisch wandernd, freundlich einen jeden nach der begonnenen Arbeit fragte. Fortwährend den Einzelnen examinirend, unter den heitersten Anspielungen auf alle nur möglichen Dinge, brachte er es, oft unter beidseitigem Lachen, leicht bis zur Grenze des Wissens vom Schüler. Sobald aber dieses Geständnis erreicht war, schritt er mit triumphierender Miene weiter unter allseitiger Heiterkeit dem Schüler zurufend: ‘Wissen Sie, was wir da machen? Da machen wir’s noch einmal!’ Fröhlich folgte der Schüler der heiteren Aufforderung des Meisters.“*<sup>102</sup>

Die Fächer der mindestens zwei Semester umfassenden Ausbildung reichten von Allgemeiner und Analytischer Chemie, Botanik, Pharmazie, Phyto- und Zoochemie bis hin zu Mineralogie, Mathematik, Experimentalphysik und Naturgeschichte. Ferner wurden bereits Vorträge über die historische Entwicklung der Apothekenkunst und über die wichtigen gesetzlichen Bestimmungen angeboten. Praktika in einem für die damalige Zeit gut ausgerüsteten Laboratorium ergänzten die theoretische Ausbildung in hervorragender Weise.<sup>103</sup>

Über Wackenroders Sparsamkeit beim Gebrauch von Reagenzien und Brennmaterial äußerte sich sein Schüler Carl Frederking (1808–1892) lobend in seinem pharmaziehistorischen Werk „Grundzüge der Geschichte der Pharmazie“, in dem er sich unter anderem mit seinem Lehrer beschäftigte.<sup>104</sup>

Sein schweizer Schüler Ringk von Wildenberg (1818–1882), der sich später standespolitisch betätigt hat, gibt in seinem Tagebuch Auskunft über den Tagesablauf am Institut

---

100 A. WANKMÜLLER (1971)

101 Vgl. W. GÖTZ (1977)

102 H. LUDWIG / E. REICHARDT (1853), 101

103 H. W. F. WACKENRODER (1834), 138–144 und (1837), 231–239: Nachricht über das pharmaceutische Institut zu Jena.

104 C. FREDERKING (1874), 204–205

in Jena. Der Arbeitstag begann um sechs Uhr morgens und endete mit einer Andacht gegen zehn Uhr abends.<sup>105</sup>

Zwischen 1826 und 1854 verfasste **der Forscher Wackenroder** 333 wissenschaftliche Aufsätze und 18 Bücher.<sup>106</sup> Seine Arbeiten befassen sich sowohl mit der Untersuchung pflanzlicher und tierischer Stoffe, also nach heutigem Verständnis Bereiche der organischen Chemie, als auch mit der qualitativen Analyse, d. h. der anorganischen Chemie.

Herausragende Ergebnisse seiner Arbeiten in der **organischen Chemie**, die mit 101 Veröffentlichungen vertreten waren, sind die Entdeckung des Alkaloids Corydalin<sup>107</sup>, die Isolierung des Carotins<sup>108</sup>, sowie die Beschreibung des Catechins und des Solanins. Schon 1826 isolierte Wackenroder aus der Pflanze *Corydalis tuberosa* das Alkaloid *Corydalin*. Wackenroder beschäftigte sich zwischen 1839 und 1841 auch mit Catechin-Gerbstoffen, die von ihm zugleich hinsichtlich ihrer therapeutischen Wirkung bei Blutungen und Dermatitis untersucht wurden.

Zur Zeit der Vorlesungsmitschrift (1843–1846) befasste er sich, zum Teil zusammen mit seinem Schüler Hermann Ludwig, mit der Isolierung des *Solanins*<sup>109</sup>. Seit 1853 untersuchte er ferner die Blätter von *Erythroxylum coca*<sup>110</sup>, wobei er aus diesen Arbeiten aber, wie er schrieb, „keine befriedigenden Resultate“ erzielen konnte, so dass ihm die Entdeckung des Kokains nicht gelang.

Ferner beschäftigte sich Wackenroder mit Fragen der chemischen Zusammensetzung von Nahrungsmitteln (insgesamt zehn Publikationen)<sup>111</sup>. Bei Untersuchungen der Mohrrübe gelang ihm 1831 – wie schon erwähnt – seine wohl bekannteste Entdeckung im Bereich der Pflanzenchemie, nämlich die des Carotins.

Noch umfangreicher waren allerdings seine **anorganischen Untersuchungen**, denen 232 Publikationen und zehn Bücher zuzuordnen sind. Besondere Erwähnung sollen seine Arbeiten über Eisen- und Schwefelverbindungen sowie mineralchemische Untersuchungen finden, da sich Wackenroder während seiner gesamten Forschertätigkeit mit diesen Themen beschäftigte und eine Vielzahl von Publikationen verfasste.

Schon 1825 studierte Wackenroder die Reduktion von Eisenoxid. In der Mitte der dreißiger Jahre führte er Studien über die Stabilität von eisenhaltigen Arzneimitteln durch, und 1853 veröffentlichte er eine Abhandlung über die pharmakologische Wirkung des

---

105 B. RUMPF-LEHMANN (1981)

106 Zusammenstellung der Publikationen H.W.F. Wackenroders, Ch. Friedrich, Marburg

107 Sammelbegriff für eine Reihe von tetracyclischen Isochinolin Alkaloiden, unter anderem früher als wurmtreibendes Mittel in der Volksmedizin benutzt; siehe Wackenroders Habilitationsschrift.

108 Alpha-, beta- und gamma-Carotin aus der Mohrrübe, Polylenfarbstoffe (Tetraterpen)

109 Steroid-Glykosid aus der Kartoffel (*Solanum tuberosum*)

110 Kokapflanze, enthält das Sucht- und Aufputschmittel Kokain

111 C. FRIEDRICH (1992a), 396

Eisens. Daneben widmete er sich der Bestimmung des Atomgewichtes des Eisens,<sup>112</sup> so dass letztlich 17 Publikationen über Eisenverbindungen erschienen sind.

Untrennbar mit Wackenroders Namen verbunden sind schließlich die damals noch unerforschten und unbekannten Polythionsäuren. Sie entstehen durch Einleiten von Schwefelwasserstoff in eine wässrige Schwefeldioxidlösung und wurden als „Wackenroder'sche Flüssigkeit“<sup>113</sup> bekannt.<sup>114</sup>

Wackenroders mineralchemische Ergebnisse führten auch zu einem ausgedehnten Briefwechsel mit Johann Wolfgang von Goethe (1749–1832)<sup>115</sup>, der als dritter Präsident der 1796 gegründeten „Herzoglichen Societät für die gesammte Mineralogie zu Jena“ ein besonderes Interesse gerade für diese Arbeiten zeigte. Goethe schickte ihm unterschiedliche Mineralproben, die Wackenroder zum Teil gemeinsam mit seinen Schülern Franz Peter Brahts (1802–1872) und Carl Heinrich Wilhelm Frederking (1809–1891) untersuchte.<sup>116</sup> Die Analyse von Mineralien, Mineralwässern und Solen legte er in 21 Veröffentlichungen und zwei Büchern nieder.<sup>117</sup>

Schließlich gilt Wackenroder auch als ein Wegbereiter der **analytischen Chemie**. 1829 erschienen seine ‘Chemischen Tabellen zur Analyse der unorganischen Verbindungen und ausführliche Charakteristik der anorganischen Salze, Basen und Säuren’<sup>118</sup>, die die analytischen Nachweisreaktionen gegenüber den damals gebräuchlichsten Reagenzien tabellarisch systematisierte, speziell die Reaktionen der Metalle mit auch heute noch gebräuchlichen Reagenzien belegten Wackenroders ausgezeichnetes analytisches Wissen. 1836 publizierte er seine ‘Anleitung zur qualitativen chemischen Analyse’ und drei Jahre vor seinem Tode (1851) die ‘Classifikation der einfachen und zusammengesetzten Körper nebst Tafeln über die Atomgewichte oder Äquivalente der einfachen Körper und über die wichtigsten Verbindungen derselben’.

Des Weiteren untersuchte er auch Zuckerbäckerwaren, an denen sich ein vierjähriges Kind erbrochen hatte, und stellte dort als Färbesubstanz arseniksaures Kupferoxid – das sogenannte Schweinfurter Grün - fest.<sup>119</sup> Eine Untersuchung, die man heute sowohl zur Toxikologie als auch zur Lebensmittelchemie rechnen könnte.

Dem Apothekenwesen und der pharmazeutischen Ausbildung galt Wackenroders besonderes Bemühen. Gemeinsam mit Ludwig Franz Bley (1799–1868) verfasste er eine Schrift<sup>120</sup>, die seine pädagogische Begabung dokumentiert. Auch seine standespoliti-

---

112 Vgl. H. W. F. WACKENRODER (1844)

113 Es handelt sich um ein kompliziertes Gemisch verschiedener Sulfansulfonsäuren, dessen viel studierter Bildungsmechanismus noch nicht endgültig aufgeklärt werden konnte.

114 H. W. F. WACKENRODER (1846), 140

115 G. SCHWEDT (1998), 163–167

116 Vgl. C. FRIEDRICH (1999); hier wird das Wirken der Pharmazeuten rund um Goethe beschrieben.

117 C. FRIEDRICH (1993b), 460

118 H. W. F. WACKENRODER (1837)

119 H. W. F. WACKENRODER (1830)

120 H. W. F. WACKENRODER / L. BLEY (1853)

schen Aktivitäten als Apothekenrevisor, die er im 'Archiv der Pharmazie' veröffentlichte und die sich oft mit Ausbildungsfragen beschäftigten, zeugen von seinem ausgeprägten berufspolitischen Interesse, das vor allem die naturwissenschaftliche Aufwertung des Berufsstandes der Apotheker zum Ziel hatte.

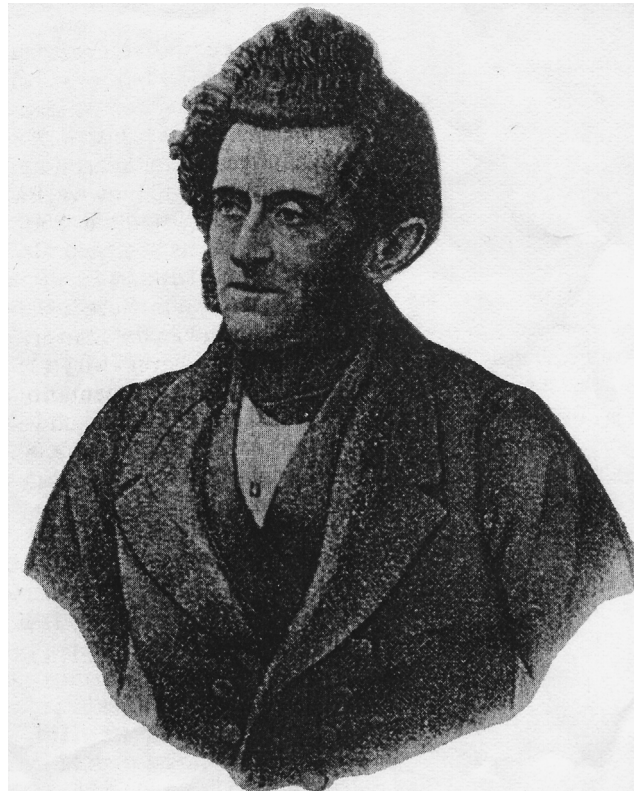


Abb. 1 Bildnis des 46 jährigen H. W. F. Wackenroder

Wackenroders Wirken erfuhr weit über Jena hinaus **Anerkennung und Würdigung**. Er war Mitglied beziehungsweise Ehrenmitglied von 20 wissenschaftlichen Gesellschaften und Vereinen, darunter auch so namhafte wie die Deutsche Akademie der Naturforscher „Leopoldina“.<sup>121</sup> Ein Jahr vor seinem Tode erhielt er die Ehrendoktorwürde der Medizinischen Fakultät der Universität Jena, und im gleichen Jahr, aus Anlass des 25-jährigen Bestehens seines Institutes, wurde er zum „Großherzoglich Sächsisch-Weimarschen Geheimen Hofrath“ ernannt.<sup>122</sup> Wackenroder war seit 1854 im Vorstand des „Nord-teutschen Apotheker-Vereins“, an dessen Spitze Rudolph Brandes (1795–1842)<sup>123</sup> stand. Der Verein gab eine Zeitschrift heraus, die ab 1835 unter dem Namen „Archiv der Pharmazie“ erschien.<sup>124</sup> Nach dem Tode von Rudolph Brandes übernahm

121 Vgl. H. HELLMUTH (1980), 323 und die Originalmatrikel der Mitgliedschaft der Leopoldina unter Nr. 1530 im Anhang

122 Vgl. H. HELLMUTH (1980), 323

123 Vgl. H. ZIMMERMANN (1985), 110: „Wackenroder gründete 1855 eine Stiftung (Wackenroder-Stiftung), die später mit der 1848 gegründeten Brandes-Stiftung zur Stipendienkasse vereinigt wurde.“

der Pharmazie“ erschien.<sup>124</sup> Nach dem Tode von Rudolph Brandes übernahm Wackenroder 1842 die Herausgabe und erlangte hierdurch allgemeine Bekanntheit und Anerkennung, da die Zeitschrift von vielen Apothekern – auch zur Weiterbildung – gelesen wurde.<sup>125</sup> Doch auch in Jena wirkte er in einem pharmazeutischen Verein mit, der zum gegenseitigen Erfahrungsaustausch gedacht war.<sup>126</sup>

Zeichen der Bedeutung eines wissenschaftlichen Lehrers ist stets auch der Erfolg seiner Schüler. Schon Hermann Schelenz erwähnt in Verbindung mit Wackenroder vier bedeutene Schüler:

- **Franz Ludwig Bley** (1801–1868)<sup>127</sup>, der auch Schüler von Trommsdorff war und der sich unter anderem mit der Zuckerbereitung aus Runkelrüben beschäftigte. Ebenso führte er Untersuchungen über Sprengstoffe durch, indem er Holzfasern anstelle von Baumwolle nitrierte, um eine Art von Schießbaumwolle zu erhalten.<sup>128</sup>
- **Carl Frederking** (1808–1892), war Schüler bei Wackenroder, wirkte in Riga als Lehrer der Pharmazie und wurde bekannt durch seine „Grundzüge der Geschichte der Pharmazie“;
- **Johann Friedrich Hermann Ludwig** (1819–1873), studierte bei Wackenroder, redigierte von 1868 an das „Archiv der Pharmazie“ und übernahm nach dem Tode Wackenroders das Jenaer Institut, dessen Schülerzahl jedoch schon bald wegen fehlender staatlicher Unterstützung sank<sup>129</sup>, und auch
- **Edward Reichardt** (1827–1891), studierte ebenfalls unter Wackenroder und verfasste eine preisgekrönte Schrift über ‘Chinabestandteile’. Er wurde 1862 Professor in Jena und bearbeitete technische und hygienisch-chemische Fragen, machte sich einen Namen als Nahrungs- und gerichtlicher Chemiker.

Christoph Friedrich rechnet zu Wackenroders engerem Schülerkreis zwölf bedeutende Naturwissenschaftler<sup>130</sup>, die in unterschiedlichen Bereichen gewirkt haben. Neben den oben genannten finden sich noch Friedrich Julius Otto (1809–1870), der besondere Leistungen in der analytischen Chemie erbrachte und dessen Name noch heute durch den Stass-Otto-Trennungsgang für Alkaloide vielen bekannt ist.<sup>131</sup>

Justus von Liebig hat die Lehr- und Ausbildungstätigkeit Wackenroders als „vorzüglich“ und von „entschiedenem Nutzen“ charakterisiert. Bei Wackenroder zeigt sich noch deutlich, wie das Wirken eines Wissenschaftlers die Entwicklung verschiedener Wissenschaftsdisziplinen entscheidend beeinflussen kann.

---

124 B. KRISCHKE (1932), 11f

125 Vgl. S. WOLF (1971), 143

126 N. HOFF (1975), 236–238

127 H. SCHELENZ (1904), 675, 689, 681 und 692

128 Vgl. C. SCHÜRMANN / C. FRIEDRICH / T. MÖWS (1991)

129 Vgl. D. POHL (1972), 107

130 Vgl. C. FRIEDRICH (1993b), 461

131 Vgl. U. POHL (1998)



Letztendlich begründete Wackenroder eine eigene wissenschaftliche Schule.<sup>132</sup> Diese Arbeit soll anhand der Vorlesung die Eigenständigkeit in Wackenroders Lehrausübung analysieren und damit die Existenz einer wissenschaftlichen Schule untermauern. Daneben soll Wackenroderes „tiefgehenden, vielseitigen, enzyklopädischen Wissens auf eigenem und angrenzenden Gebieten“ an Beispielen verdeutlicht werden.

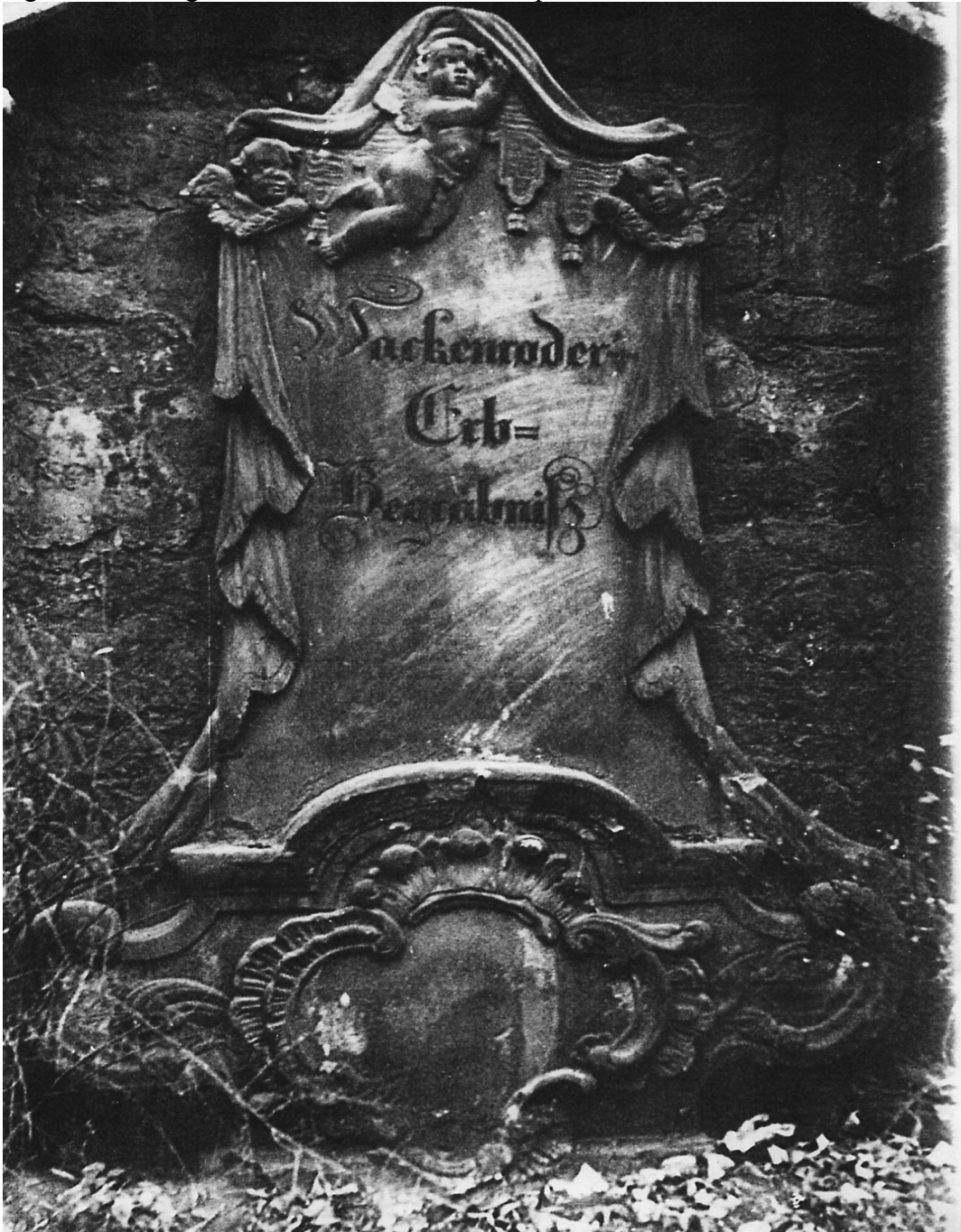


Abb. 2 Grabmal der Familie Wackenroder auf dem Friedhof Jena<sup>133</sup>

---

132 Vgl. C. FRIEDRICH (1988), 274–277

133 Kopie aus dem Archiv der Leopoldina (Halle)

## 6. Zum Inhalt der Vorlesungsmitschrift: „Pharmazie“ von Heinrich Wilhelm Ferdinand Wackenroder, aufgezeichnet von Heinrich Sänger

### 6.1. Einleitung

Im folgenden Kapitel soll die Vorlesungsmitschrift nach inhaltlichen Gesichtspunkten analysiert werden, d. h. nach **chemischen**, **physikalischen** und **pharmazeutischen** Gesichtspunkten, die sich aus den Aufzeichnungen entnehmen lassen.

Daneben werden bei der Analyse auch Fragen berücksichtigt, die sich aus dem Lebenswerk von Heinrich Friedrich Wilhelm Wackenroder ergeben.

Ein Schwerpunkt bildet schließlich der Vergleich mit Auffassungen damals führender europäischer Chemiker, insbesondere mit den Ansichten des

- Schweden **Jöns Jakob Berzelius** (1779–1848)<sup>134</sup>, des
- Franzosen **Jean Baptiste Dumas** (1800–1884)<sup>135</sup> sowie der
- Deutschen **Leopold Gmelin** (1788–1853)<sup>136</sup> und **Justus von Liebig** (1803–1873)<sup>137</sup>.

Da die Lehrbücher<sup>138</sup> der beiden erstgenannten deutlich vor der Wackenroder’schen Vorlesungsmitschrift erschienen sind (Berzelius 1825 bis 1831 und Dumas 1830 bis 1850), spiegeln sie den Wissensstand um 1846 nicht so gut wieder wie die Werke der beiden letztgenannten, die 1844 nahezu zeitgleich mit dieser Vorlesungsmitschrift heraus kamen.

Des Weiteren erfolgte ein Vergleich mit folgenden chemischen oder pharmazeutischen Lehr- und Handbüchern, die einen erweiterten Einblick in den Entwicklungsstand der Chemie um die Mitte des 19. Jahrhunderts ermöglichen<sup>139</sup>:

- **Westrumb**, Johann Friedrich: Handbuch der Apothekerkunst, Hannover 1801;
- **Trommsdorf**, Johann Bartholomäus: Neue Pharmacopoe, Erfurt 1808.
- **Dulk**, Friedrich Philipp: Die Preussische Pharmakopöe, Reutlingen 1833;
- **Döbereiner**, Johann Wolfgang: Deutsches Apothekerbuch, Stuttgart 1843;
- **Duflos**, Adolf: Theorie und Praxis der pharmaceutischen Experimentalchemie, Breslau 1843;
- **Schwanert**, Hugo: Lehrbuch der Pharmazeutischen Chemie, Braunschweig 1880;

---

134 J. J. BERZELIUS (1825–31), die Übersetzung dieser Ausgabe stammt von Friedrich Wöhler (1800–1882), der somit auch die deutschen Begriffe festgelegt hat.

135 J. B. DUMAS (1830)

136 L. GMELIN (1843–58)

137 J. V. LIEBIG (1843a)

138 B. HAUPT (1987), 177–190

139 Vgl. S. SCHUMACHER (1988); ausführlich werden hier die Lehrbücher nach den unterschiedlichen wissenschaftlichen Disziplinen und Inhalten, die die pharmazeutischen Verfasser behandelt haben, beschrieben.

Ferner wurde auch August **Kekulé's** Mitschrift von der Vorlesung über Experimentalchemie von Justus von Liebig in die Betrachtungen mit einbezogen.

## 6.2 Didaktische und pädagogische Gesichtspunkte

Der Aufbau von Wackenroders Vorlesung über die „*Pharmazie*“ war für die damalige Zeit modern und vorbildlich. Sie zeichnete sich durch eine klare Systematik aus. So begann Wackenroder mit einer allgemeinen Einführung über die „*Grundzüge der physikalischen Chemie*“ in das damalige chemische Wissens, und er vermittelte somit seinen Studenten zunächst die Grundlage der anorganischen Chemie.

Als erstem Element wandte er sich dem Sauerstoff zu. Dieser Anfang machte Sinn, da etwa 50 Jahre zuvor, an der Schwelle zum 19. Jahrhundert, Antonie Laurent de Lavoisier (1743–1794) mit der Entdeckung des Sauerstoffs und der richtigen Interpretation der Oxidationen die von Georg Ernst Stahl (1659–1734) aufgestellte „Phlogiston-Theorie“ widerlegt hatte. Zur Zeit Wackenroders stand das „Oxygenium“ auch deshalb an zentraler Stelle, da es unter anderem von Berzelius als Basis für die Atomgewichtsbestimmung herangezogen wurde. Des Weiteren war bekannt, dass dieses Element sowohl mit Metallen als auch mit Nichtmetallen reagiert und sich für das Leben als unverzichtbar erwies.<sup>140</sup>

Wackenroder beschrieb Darstellung und Eigenschaften des Elementes, behandelte anschließend die Stickstoff-Sauerstoff-Verbindungen und stellte dann den Stickstoff ausführlich als Element und in seinen Verbindungen vor. Es folgte die Behandlung der Halogene Chlor, Brom, Jod und Fluor und deren Verbindungen. Daraus wird ersichtlich, dass Wackenroder die Halogene bereits als Gruppe erkannte und als solche zusammenhängend vorstellte. Es folgten Schwefel und Selen, deren Verwandtschaft bereits mit der „Triaden-Lehre“ von Döbereiner beschrieben worden war. Wackenroder beendete mit Phosphor, Bor, Silicium und Kohlenstoff, den nach damals gültigen Regeln schwieriger einzuordnenden Nichtmetallen, den ersten Teil seiner Vorlesung.

Bevor er sich den Metallen zuwandte, stellte er Ammonium, damals als Ammoniak bezeichnet, den man heute unter Stickstoff einordnen würde, und dessen Salze vor. Für ihn stellten diese Verbindungen einen Übergang von den Nichtmetallen zu den Metallen dar. Nach der dualistischen Verbindungstheorie von Berzelius war dies logisch und folgerichtig. Berzelius stellte dazu fest:

*„Einer der Körper, welchen ich zu den Metallen rechne, das Ammonium, ist offenbar aus Stickstoff und Wasserstoff zusammengesetzt, und seine Metallisierung, durch die Einwirkung der Elektrizität, scheint anzudeuten, daß ein zu-*

---

140 Vgl. zum Verhältnis der Pharmazeuten zur Phlogiston-Theorie P. LAUPHEIMER (1992), 197ff; unter anderem legt er auch das Verhältnis von J. F. A. Götting zur Phlogiston-Theorie dar.

*sammengesetztes Metall keinen ungereimten Begriff in sich schließt.*<sup>141</sup>

Wenn man bedenkt, dass man heute in der Lage ist, ein Ammoniumamalgam herzustellen, wurde das Ammonium nicht nur didaktisch gut in das Gesamtkonzept eingefügt, sondern es zeugte auch von einem logischen, in sich schlüssigen, naturwissenschaftlichen Verständnis Wackenroders.

Bei den Ammoniumverbindungen, d. h. den ‚**Ammoniaksalzen**‘, beschreibt Wackenroder wie auch später bei den Metallen das Chlorid (Salmiak), das Hydrogensulfid, das Nitrat, das Sulfat, das Sulfit und die Carbonate. Beim Ammoniumnitrat stellt er die Darstellung von Lachgas und beim Sulfat auch die Wöhler'sche Harnstoffsynthese vor, die er allerdings in dieser Vorlesung nicht weiter diskutiert.

Die Metalle untergliederte er, wie bereits ausführlich dargelegt, nach ihren Ähnlichkeiten, so bei der Gruppe der Alkali- und Erdalkalimetallen, und bei den übrigen nach ihren Verhalten gegenüber dem Schwefelwasserstoff. Auch diese Einteilung entsprach dem Wissen dieser Zeit und spiegelt ebenfalls Wackenroders große analytische Erfahrung wider.

Wackenroder handelte die einzelnen Metalle und ihre Verbindungen in nahezu gleicher Weise ab:

#### 1. Metall

- Äquivalentgewicht
- Darstellung

#### 2. spez. Gewicht, Schmelzpunkt, Siedepunkt

#### 3. Metalloxide

4. **weitere Salze**; hier hält Wackenroder keine gleichbleibende Reihenfolge ein, sondern sie werden nach ihrer allgemeinen Bedeutung vorgestellt.

Innerhalb der einzelnen Verbindungen ist wieder eine Systematik erkennbar:

1. Formel,
2. Darstellung,
3. physikalische Konstanten und zuletzt die
4. Bestimmung der Reinheitskriterien.

Deutlich wird auch, dass Wackenroder in seiner Vorlesung konsequent beim Thema bleibt. Die Mitschrift lässt keine Abschweifungen in andere Bereiche erkennen, und ebenso fehlen langatmige Erklärungen, so dass man davon ausgehen kann, dass Wackenroder ein gut strukturiertes Skript seiner Vorlesung zugrunde legte. Dieses Vorle-

---

141 J. J. BERZELIUS (1825), Bd 1, 729

sungsskript muss er zudem ständig überarbeitet haben, da es durchgehend sehr aktuell war.

Der von Wackenroder behandelte Stoff war umfassend und für die Zeit begrenzte eines Semesters sehr ausführlich. Das Tempo der Vorlesung muss daher hoch gewesen sein, was sich auch in der Schrift widerspiegelt, die oft unleserlich ist und bei der teilweise Worte oder sogar Satzteile fehlen. Geht man davon aus, dass ein Semester ca. 20 Wochen umfasste, so müssen pro Woche ca. 20 handgeschriebene Seiten erstellt worden sein. Diese Quantität deutet auf einen Zeitaufwand von ca. vier Stunden pro Woche hin, das heißt die anorganische Chemie und ihre Präparate nahmen eine zentrale und wichtige Stellung in der Gesamtausbildung der Apotheker am Wackenroder'schen Institut und in der Pharmazie ein.

Wackenroder behandelt nahezu alle Aspekte, die in einer Apotheker-Gehilfenprüfung in dieser Zeit gefragt wurden. Dies zeigt der Vergleich mit einem Leitfaden für die Gehilfenprüfung, des Apothekers Philipp Hanke (um 1840)<sup>142</sup> aus dem Jahre 1841.<sup>143</sup>

Trotz der hohen Anforderung an seine Studenten scheint Heinrich Säger Wackenroder, den er meistens durchaus liebevoll mit seinem Vornamen ‚Heinrich‘ vorstellte, sehr geschätzt zu haben. Ähnlich äußerten sich auch andere Schüler über Wackenroder<sup>144</sup>.

## 6.3 Aspekte der Allgemeinen Chemie

Der chemische Wissensstand um die Mitte des 19. Jahrhunderts wurde in Kapitel 2.2 dargelegt, spiegelt sich jedoch in prägnanter Weise in der Vorlesungsmitschrift wider. Im Einzelnen soll dies an dem von Wackenroder verwendeten Begriffssystem, an seiner Auffassung über die Atomgewichte und weiteren physikalischen Charakteristika sowie an seiner Kenntnis über die Elemente, deren Gewinnung, Verwendung und Analyse untersucht werden. Zugleich wird der Frage nachgegangen, ob in Wackenroders Vorlesung das Wissen seiner Zeit aktuell wiedergegeben worden ist.

### 6.3.1. Nomenklatur und Begrifflichkeit

Die von Wackenroder verwendeten chemischen Begriffe vermitteln einen Eindruck über die Aktualität und den Kenntnisstand seiner Vorlesungen.

So gebrauchte Wackenroder den Begriff „**physikalische Chemie**“ bei den Grundlagen

---

<sup>142</sup> vgl. H. SCHELENZ (1962), 783

<sup>143</sup> P. HANKE (1841)

<sup>144</sup> H. LUDWIG / E. REINHARDT (1853), 101: „*Wer das Glück hatte Wackenroders Schüler und Freund zu sein, den verliess seine Aufmerksamkeit nie; zuerst war es ihm eine Freude, sich über das Errungene mitfreuen zu können.*“

seiner Vorlesung inhaltlich ähnlich dem heutigen Verständnis der „Allgemeinen Anorganischen Chemie“. Wackenroder erklärte damit die physikalische Basis von der sich die chemischen Reaktionen herleiten lassen. Seine Interpretation des gewählten Begriffes war schon ähnlich des heutigen naturwissenschaftlichen Verständnisses.

Die moderne Auffassung von „physikalischer Chemie“ bildete sich erst in der Mitte des 19. Jahrhunderts heraus, unter anderem indem sich Heinrich Buff (1805–1878)<sup>145</sup> in seinen pharmazeutischen Lehrbüchern ausgiebig mit den physikalischen Vorgängen beschäftigte, sowie der Chemiker Hermann Kopp (1817–1892), der in diesem Grenzgebiet auch promovierte.<sup>146</sup> Ein offizieller Lehrstuhl für physikalische Chemie entstand erst 1891 in Gießen.<sup>147</sup> Auch der Apotheker Friedrich Wilhelm Adam Sertürner (1783–1841)<sup>148</sup> gab 1820 ein Werk heraus, in dem er die Bereiche Physik und Chemie behandelte.<sup>149</sup> Allerdings ist dies im Gegensatz zu Wackenroders Werken weitestgehend naturphilosophisch abgefasst und fand daher wenig Beachtung.

Erst durch Wilhelm Ostwald (1853–1932) wurde das moderne Verständnis über die Physikalische Chemie in Deutschland definiert.

Den Begriffen ‚*Materie*‘ oder ‚*Körper*‘, die beide Volumen und Masse besitzen, stellte Wackenroder die ‚*Imponderabilien*‘, die „Unwägbaren“, gegenüber. Diese besitzen weder Volumen noch Masse und konnten deshalb nicht den Körpern zugerechnet werden. Deshalb bezeichnete Wackenroder die ‚*Imponderabilien*‘ auch, wie zu seiner Zeit üblich, als ‚*Potenzen*‘, zu denen er Wärme, Licht, Elektrizität und Magnetismus zählte. Nachdem er diesen elektromagnetischen Erscheinungen verschiedenen Bezeichnungen, wie „Imponderabilien“ und „Incoercibilien“, die andeuten, dass diese Erscheinungen noch für spezielle Arten von Materie gehalten wurden, vorgestellt hat, kam er zu dem Schluss: „*Sie sind die ersten Uebergänge der Kräfte zur Materie; [...]*“. Wackenroder deutete hiermit an, dass die oben genannten Erscheinungen eher „*Potenzen*“ seien, aber auch: „*[...] für manche chemischen Erscheinungen ist die Annahme für Imponderabilien vor der Hand nicht unzweckmäßig*“. Hier zeigt sich die nicht nur räumliche Nähe zu Johann Wolfgang Döbereiner, der in seinem Lehrbuch diese Erscheinungen ebenfalls als „*Incoercibilien*“ oder „*strahlende Potenzen*“ bezeichnete.<sup>150</sup> 1826 bezeichnete Döbereiner Licht, Wärme und Elektrizität noch als „*ätherische Materie*“ und unterschied sie von „*irdischer*“, die er als „*raumerfüllend*“ ansah.<sup>151</sup> Liebig beschrieb sie wie folgt:

---

145 Buff lehrte zuerst an der Gewerbeschule Kassel, war danach Professor für Physik in Gießen, führte auch einen Briefwechsel mit Liebig, vgl. G. BUGGE (1929), Bd 2, 47 und 497

146 B. HAUPT (1987), 170–177

147 Vgl. zum Begriff Entwicklung der „physikalischen Chemie“ S. ENGELS / R. STOLZ (1989), 309f

148 Apotheker in Hameln, Entdecker des Morphins, das er aus dem Opium isolierte und beschrieb.

149 F. SERTÜRNER (1820)

150 J. W. DÖBEREINER (1843), Bd 1, 87–95

151 J. W. DÖBEREINER (1826), 8+9

*„Wärme, Licht, Elektrizität und Magnetismus sind gewichtslos, wirken durch viele, auch die dichtesten, einige durch alle Körper, sind nicht einschließbar. [...] Bei diesem gegenseitigen Wirken der Körper offenbaren sich unseren Sinnen eigenthümliche Erscheinungen, oder wir nehmen eigenthümliche, von den abgehandelten verschiedene, Thätigkeiten der Körper wahr, die wir von besonderen Ursachen herleiten, welche an sich, abgesehen von den sie hervorbringenden Körpern, betrachtet werden können, und die man mit den Namen Potenzen, Imponderabilien, ätherische Stoffe, Incoercibilien, primitive Materien u.s.w. bezeichnet.“*<sup>152</sup>

Dumas nannte sie um 1830 „*Thätigkeitsquellen*“, die man in der Chemie als „*Kräfte oder Potenzen betrachten muß*“ und bemerkte:

*„Dagegen übt das Licht, die Wärme und überhaupt die Elektrizität, einen solchen Einfluss auf die Erscheinungen aus, welche zwischen den Theilchen statt finden, daß man beinahe annehmen kann, es finde keine Bewegung ohne Mitwirkung einer dieser drei wirksamen Materien statt.“*<sup>153</sup>

Gmelin widmete der „Chemie der unwägbaren Stoffe“ mit den Erscheinungen Licht, Wärme, Elektrizität und Magnetismus einen ganzen Abschnitt in seinem Lehrbuch.<sup>154</sup> Er nannte sie „*unwägbare, imponderable Stoffe, Imponderabilien, ätherische Substanzen, strahlende Potenzen und Incoercibilien*“ und sie waren für ihn „*ohne Gewicht, wenigstens für unsere jetzigen Waagen, höchst expansibel und sie durchdringen alle Körper*“.<sup>155</sup>

Die gleichen Begriffe verwendete auch Liebig in seiner Vorlesung. Allerdings benutzte er nicht den etwas mystisch belegten Begriff „Potenz“ und erscheint in seinen Ausführungen nach heutigen Maßstäben wissenschaftlicher, im Sinne von direkter und knapper:

*„Es giebt unter den Materien eine gewisse Anzahl, die nicht wägbare sind, die keinen Raum erfüllen: unwägbare Materie, Imponderabilien [...]“*<sup>156</sup>

Dumas, Gmelin und Liebig hatten, wie auch Wackenroder, ein nahezu ähnliches Verständnis von dem Phänomen der „Unwägbaren“, denen sie aber durchaus materielle Züge beimaßen. Dass sich die Erscheinung der Wärme aus der Beweglichkeit der Atome erklären ließ, eine damals durchaus schon teilweise akzeptierte Variante, fand bei den oben genannten Naturforschern allerdings keinerlei Erwähnung. Schon um 1800 war sich Johann Friedrich Westrumb (1751–1819) bei dem Phänomen der Wärme unsicher, obwohl er sich wie folgt äußerte:

---

152 J. V. LIEBIG (1843), Bd 1, 85–87

153 J. B. DUMAS (1830), Bd 1, 11

154 L. GMELIN (1843), Bd 1, 156–455

155 L. GMELIN (1843), Bd 1, 156

156 J. V. LIEBIG (1848), 2

*„Jetzt hält man indes fast allgemein dafür, daß die Wärme kein bloßer Zustand, keine schwingende Bewegung der Körpertheilchen sey, wie man sich die Sache sonst wohl vorstellte; sondern daß sie von einem besonderen und eigen gearteten Grundstoff herühre.“<sup>157</sup>*

Die Begriffe **Raummaß**, **Dichte** und **spezifisches Gewicht** waren damals schon eindeutig definiert und entsprachen in etwa dem heutigen Verständnis.

Wackenroder behandelte in seiner Vorlesung ausgiebig die ‚**Kräfte**‘, denen er alle Veränderungen in der ‚Körperwelt‘ zuschrieb und die nach seiner Meinung ‚**unerklärliche Ursachen**‘ hatten. Auch das entspricht dem damaligen Verständnis, hält man Liebig's folgende Aussagen daneben:

*„Die Ursachen, welche Veränderungen in der Körperwelt hervorbringen, nennt man Kräfte. [...] Kräfte bedingen entweder Veränderungen des Ortes oder einen Wechsel in den Eigenschaften der Körper.“<sup>158</sup>*

Wackenroders These „*Alle Materie ohne diese Kräfte wäre nichts*“ zeugt von seinem umfassenden und weit entwickelten naturwissenschaftlichen Weltbild, das die physikalischen und chemischen Erkenntnisse seiner Zeit einschloss. Die naturphilosophische Betrachtung von Kraft als metaphysisches Phänomen fand bei ihm als naturwissenschaftlich geprägtem Forscher keine Berücksichtigung mehr.

Wackenroder unterschied „**endliche Kräfte**“, oder „**Lebenskraft**“, von den „**Urkräften**“, die er als unendlich und unzerstörbar ansah. Die Vorstellung von der ‚Lebenskraft‘ entsprach bei ihm in etwa der Auffassung von Berzelius, der die Bildung von organischen „Körpern“ (Verbindungen) nur in der belebten Natur für möglich hielt. Auch Gmelin sprach vom Vorhandensein einer Lebenskraft<sup>159</sup>, ähnlich Dumas, der sich ebenfalls dazu bekannte<sup>160</sup>. Allerdings hatten Wöhler und Liebig schon 1838 in ihrer Arbeit über Harnsäure prophezeit, dass man organische Substanzen im Laboratorium darstellen könne:

*„Die Philosophie der Chemie wird aus dieser Arbeit den Schluß ziehen, daß die Erzeugung aller organischen Materien, in so weit sie nicht mehr dem Organismus angehören, in unseren Laboratorien nicht allein wahrscheinlich, sondern als gewiß betrachtet werden muß.“<sup>161</sup>*

Schon 1843 löste Liebig<sup>162</sup> sich von dem Verständnis der „vis vitalis“, wie sie Berzelius noch vertreten hat, und definierte sie weitergehend wie folgt:

---

157 J. F. WESTRUMB (1801), Bd 2, 13

158 J. v. LIEBIG (1843), Bd 1, 8

159 L. GMELIN (1843), Bd 1, 2

160 J. B. DUMAS (1830), Bd 1, 176 und generell H.-W. SCHÜTT (1984)

161 S. NEUFELD (1977), 28

162 Vgl. W. BORTSCH (2000)



„Durch äußere Bedingungen, durch die Begattung, durch Gegenwart von Feuchtigkeit und Luft wird der Zustand des statischen Gleichgewichts dieser Tätigkeit aufgehoben; die in Bewegung übergehende Kraft äußert sich in einer Reihe von Formbildungen, [...] Diese Kraft heißt Lebenskraft.“<sup>163</sup>

Noch 1859 stellte er in seinen „chemischen Briefen“ fest:

„daß es dem Chemiker wohl gelingen werde, Chinin, Coffein oder Pflanzenfarbstoffe im Laboratorium darzustellen, dagegen nie eine Zelle, eine Muskelfaser oder einen Nerv.“<sup>164</sup>.

Der französische Chemiker Pierre Eugène Marcellin Berthelot (1827–1907), der wie die meisten seiner Landsleute kaum von der Naturphilosophie beeinflusst worden war, bestritt dann 1860 explizit die Existenz einer „vis vitalis“ mit dem Satz „*La force vitale n'est point nécessaire pour former les substances organiques*“<sup>165</sup>. Wackenroder blieb in dieser Frage eher zurückhaltend und, da nach heutigem Verständnis der Vitalismus nicht durch die Wöhler'sche Harnstoffsynthese schlagartig widerlegt wurde, stand er auch hier nicht dem Verständnis anderen Naturwissenschaftlern nach. Rudolf Schmitz wies 1982 nach, dass die Vorstellung der Lebenskraft bis zum heutigen Tag ihre Anhängerschaft findet.<sup>166</sup>

### 6.3.2 Die chemische Verbindung

Des Weiteren ging Wackenroder näher auf die „**Anziehungskräfte**“ ein. Er gab eine klare Beschreibung der Schwerkraft als Erdanziehung und als Anziehung der Massen, die heute mit dem Begriff Gravitation bezeichnet wird. Zugleich nutzte er diesen Ansatz, um die Begriffe *Masse*, *Volumen* und *spezifisches Gewicht* erklären zu können. Als weitere Anziehungskräfte beschrieb er jene, die „in der Nähe bei unmittelbarer Berührung wirksam sind“ und nannte sie, wie auch heute noch gebräuchlich, *Cohäsionskräfte*. Die Unterscheidung in drei „**Hauptarten**“ (Erscheinungsformen der Materie), nämlich in „*fest*“ oder „*starr*“ für fest, „*tropfbar flüssig*“ für flüssig und „*elastisch flüssig*“ für gasförmig diente ihm zur Erklärung der drei Aggregatzustände, die er ausführlich behandelte. Auch Wackenroders Lehrer Johann Wolfgang Doebereiner (1780–1849) bezeichnete die Aggregatzustände als „*Formen irdischer Materie*“.<sup>167</sup> In ähnlicher Weise beschrieben Gmelin<sup>168</sup> und Dumas<sup>169</sup> das Phänomen der Cohäsion.

Wackenroder ging auch auf das Gesetz der Partialdrücke von Dalton ein. Dalton hatte

---

163 J. V. LIEBIG (1843a), 3

164 zitiert nach J. WEYER: Die Entstehung der organischen Chemie im 19. Jahrhundert (1979), 3f

165 „Die Lebenskraft ist kein nötiger Punkt um organische Substanzen zu bilden“, zitiert nach P. E. M. BERTHOLET (1860)

166 R. SCHMITZ (1982), 105f

167 J. W. DOEBEREINER (1826), 11

168 L. GMELIN (1843), Bd 1, 23

169 J. B. DUMAS (1830), Bd 1, 12

1801 festgestellt:

*„Jedes Gas verhält sich im Gemisch mit anderen Gasen in einem Raum so, als ob es allein anwesend wäre. Der Druck eines Gasgemisches ergibt sich danach aus der Summe der einzelnen Gase, die sie allein besitzen würden.“<sup>170</sup>*

Wackenroder argumentierte in gleichem Sinne, verwendete jedoch hier nicht den Begriff Partialdruck. Er erklärte die Diffusion der Gase damit, dass *„das eine Gas für das andere ein relativ leerer Raum ist“*, eine Betrachtungsweise, die auch heute noch gilt.

Seine Erklärung der Adhäsionskraft, als das Haften zweier Stoffe aneinander, entspricht ebenfalls der heutigen Auffassung. Auch Liebig gab eine ähnliche Beschreibung:

*„Adhäsion heißt das Bestreben ungleichartiger Körper bei unmittelbarer Berührung mit einer gewissen Kraft aneinander zu hängen. Sie wirkt wie die Cohäsion, nur in unmittelbarer Berührung“<sup>171</sup>*.

Adolf Duflos (1802–1889)<sup>172</sup> traf prägnant eine entsprechende Unterscheidung der Kräfte:

*„Von Cohäsion muss man Adhäsion wohl unterscheiden, denn wenn erstere vorzugsweise das Bestreben eines starren Körpers, in der Einheit seiner Masse zu beharren, ausdrückt, so bezeichnet die letztere mehr die Anziehung zwischen getrennten, sich aber möglichst nahe berührenden Massen, [...] Die Adhäsion ist mit derjenigen, welche man Flächenanziehung nennt, gleich [...]“<sup>173</sup>*.

Bei Berzelius finden wir folgenden Zusammenhang:

*„-Zusammenhangs-Verwandschaft [Cohäsionskraft, eine physikalische Verbindung zweier Stoffe, z. B. eine Zuckerlösung]*

*-Vereinigungs-Verwandschaft [eine chemische Verbindung, z. B. Eisen und Schefel nach folgender Formel:  $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$ ]*

*-Wahlverwandschaft [die Veränderung der Vereinigungs-Verwandschaft, also die Reaktion zweier Verbindungen zu zwei anderen Verbindungen (z. B.:  $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 + 2\text{NaCl}$ )]“<sup>174</sup>*

Die Worte ‚Wahlanziehung‘ und ‚chemische Verwandschaft‘ assoziieren die Vorstellung von Elementen als ‚beseelte Körper‘, ein Gedanke, der sich auch in Goethes Roman „Wahlverwandschaften“ niederschlug. Döbereiner verwendet 1826 noch regelmäßig den Begriff *„Wahlverwandschaft“* in seinem Lehrbuch.<sup>175</sup>

Wackenroder wählte, um dem Begriff der chemischen Verbindung besser Rechnung zu

170 zitiert nach G. BUGGE (1929), Bd 1, 381

171 J. V. LIEBIG (1843), Bd 1, 35

172 Adolf Duflos war ein deutscher Apotheker, der ab 1846 Professor für Pharmazie in Breslau wurde, u. a. Hrsg. des „Chemischen Apothekerbuches“; vgl. H. SCHELENZ (1904), 676.

173 A. DUFLOS (1843), 3

174 J. J. BERZELIUS (1825), Bd 1, 14f

175 W. DOEBEREINER (1826)

tragen, die „**chemische Anziehungskraft**“. Diese äußerte sich „in unmeßbar kleiner Entfernung“, die er als „bestimmte Ursache“ der „**Affinität**“, der „**chemischen Verwandtschaft**“ und der „**Wahlanziehung**“ ansah. Er nutzte auch hier eine nüchterne Ausdrucksweise und hob sich somit erfreulich von dem verschwommenen Pathos der Naturphilosophen ab.<sup>176</sup>

Wackenroder bezeichnete das damals viel diskutierte Problem der Dynamik zweier widerstrebender Kräfte, nämlich zwischen „*Expansion- und Affektivkraft*“, die auch in der Schelling'schen<sup>177</sup> Naturphilosophie eine zentrale Rolle spielten, als „*reines Spiel*“. Ähnlich äußert sich Gmelin, der von zwei „*Dynamischen Hypothesen*“, der von Kant und der von Schelling ausging<sup>178</sup>, ohne ihnen allerdings große Bedeutung zu schenken. Bei dem Franzosen Dumas finden wir keinerlei Hinweise auf diesen in erster Linie philosophischen Denkansatz. Dies verdeutlicht einmal mehr Wackenroders kritische Haltung gegenüber den naturphilosophischen Auffassungen der Jenaer Frühromantiker.

Bei dem Terminus **Affinität**, der schon bei Albertus Magnus (ca. 1200–1280)<sup>179</sup> und Johann Rudolph Glauber (1604–1670)<sup>180</sup> Anwendung fand, handelt es sich um einen der ältesten Begriffe in der Chemie überhaupt. Hermann Boerhaave (1668–1738)<sup>181</sup>, Étienne-François Geoffroy (1672–1731)<sup>182</sup> und Berzelius beschrieben ihn als das Bestreben der Elemente zueinander, eine bis heute gültige Definition. Besonders der schwedische Chemiker und Mineraloge Tobern Olaf Bergman (1735–1784), führte um 1775 den Begriff der **Affinität** in die moderne Naturwissenschaft ein. Er charakterisierte damit die unterschiedliche Neigung einzelner Elemente oder Verbindungen mit anderen Elementen oder Verbindungen zu reagieren<sup>183</sup>. Wackenroder verstand ebenfalls unter Affinität die chemische Verwandtschaft der Körper zueinander. Die Wirkungsweise bzw. die Ursache für Aufbau oder Zerfall von Verbindungen blieben dagegen noch weitgehend im Dunkeln. Abhilfe sollte bei Wackenroder der Begriff „*Potenz*“ bringen, der am Beispiel des Quecksilberoxides, das je nach Bedingungen entsteht oder zerfällt, exemplifiziert wurde.

Wackenroder stellte in seiner Vorlesung stets auch eine Beziehung zwischen qualitativem Zustand und quantitativem Zusammenhang her. Dies kommt auch in den von ihm

---

176 Vgl. D. OLDENBURG (1979), 173–179. Er vertritt hier die Aussage, dass um 1840 der Höhepunkt der Naturphilosophie schon lange überschritten war.

177 Friedrich Wilhelm Joseph Schelling (1775–1854), deutscher Philosoph, war führender Vertreter des deutschen Idealismus. Durch sein Werk „Ideen zu einer Philosophie der Natur“ (1797) wird er als Gründer der „Naturphilosophie“ gesehen.

178 L. GMELIN (1843), Bd 1, 154–158

179 Naturforscher, Philosoph und Theologe, Lehrer von Thomas von Aquino, Bischof von Regensburg

180 Chymist, gründete ein Laboratorium in Amsterdam, gilt als erster deutscher Chemietechnologe der Neuzeit. Entdeckung des Natriumsulfates (Glaubersalz)

181 Mediziner und Iatrochemiker, neben Stahl einer der bedeutendsten Naturforscher seiner Zeit

182 französischer Gelehrter, der eine Verwandtschaftstafel erstellte

183 Vgl. F. DANNEMANN (1919), Bd 3, 150–159

verwendeten Reaktionsgleichungen zum Ausdruck. So geht zum Beispiel die von Wackenroder angegebene Formulierung  $K+S = KS$  davon aus, dass ein Äquivalent Kalium mit einem Äquivalent Schwefel reagiert. Dies war für die damalige Zeit typisch, da es noch sehr viele Unsicherheiten im Gebrauch der Begriffe ‚Atom‘, ‚Äquivalent‘ und ‚Molekül‘ gab. Dagegen erweisen sich die von Wackenroder angegebenen Gewichtsverhältnisse mit 20g S und 48g K (heutiger Wert = 48,75) schon als recht genau.

Auch Wackenroders Ansicht über die Atome war typisch für seine Zeit, sie wurden von ihm als „*kleinste, mechanisch unteilbare Teilchen*“ beschrieben. Die „*chemischen Atome*“ im Sinne von Molekülen dachte er sich zusammengesetzt, wobei er sich in seinen Vorlesungen auf die damals vorherrschende dualistische Theorie stützte.

Wackenroder behandelte in seiner Vorlesung auch katalytisch beeinflusste Reaktionen, wobei er moderne, an Gmelin angelehnte Auffassungen über die frühe Katalysechemie vertrat. Unter „*Catalyse*“ verstand Wackenroder, in Anlehnung an Berzelius, „*Contactsubstanzen*“, die im Prozess untätig bleiben. Als Beispiel verwendete er das 1823 von Döbereiner entdeckte Prinzip der katalytischen Wirkung von Platinschwamm. Im Vergleich dazu beschrieb L. Gmelin mehrere katalytische Reaktionen, unter anderem den Zerfall von Wasserstoffperoxid an Metalloxiden und Redoxreaktionen von Stickoxiden am Platinschwamm.<sup>184</sup> Auch Liebig behandelte „*katalytische Körper*“, nannte als Beispiele aber nicht den Platinschwamm, sondern unter anderem fälschlicher Weise die Hefe<sup>185</sup>, ein Ansicht, der er bis zu seinem Lebensende treu blieb.

Wackenroder behandelte in seiner Vorlesungen ferner das Phänomen der **Isomerie**. Der Begriff war erst 1830 von Berzelius geprägt worden, obwohl dessen erkennbare Erscheinungen aber bereits um die Wende zum 19. Jahrhundert in den Arbeiten von Alexander von Humboldt (1769–1859)<sup>186</sup> eine Rolle spielten. 1823 präziserte Liebig dessen Erscheinungsbild auf analytischem Wege<sup>187</sup>. Wackenroder unterschied, ähnlich wie Liebig und Gmelin, drei isomere Formen, nämlich ‚*Metamerie*‘, ‚*Polymerie*‘ und ‚*Isomerie*‘.

Diese Einteilung stammt von Berzelius, den Duflos wie folgt zitierte:

„1) *Isomerie im engeren Sinne, oder gleichartige, sowohl procentische, als stöchiometrische Zusammensetzung, z. B. Weinsteinsäure und Traubensäure (§79. Anm.), [...] 2) Polymerie, oder gleichartige procentische, aber ungleichartige stöchiometrische Zusammensetzung, z.B. Essigäther und Aldehyd (§103); end-*

184 L. GMELIN (1843), Bd 1, 111

185 J. V. LIEBIG (1843), Bd 1, 83f

186 Alexander von Humboldt war ein deutscher Universal-Gelehrter, Begründer der Tier- und Pflanzengeographie, Hydrographie, Klimatologie; auch chemische Versuche über die Zerlegung des Luftkreises und vieles mehr; vgl. S. ENGELS / R. STOLZ (1989), 213

187 vgl. S. ENGELS / R. STOLZ (1989), 219

*lich 3) Metamerie, oder gleichartige procentische Zusammensetzung, verbunden mit möglicher Umwandelbarkeit der einen isomeren Verbindung in die andere, z. B. Blausäure und ameisensaures Ammoniumoxyd.*“<sup>188</sup>

Wackenroder übernahm diese seinerzeit gängige Beschreibung.

1. **metamerische** Verbindungen, die er mit dem Beispiel Harnstoff / Ammoniumcyanat belegte.

Bei der Beschreibung der Metamerie zog Wackenroder die Vorstellung der „**näher Bestandtheile**“ heran, womit Berzelius seine dualistische Theorie gegen Einwände von anderen Chemikern zu verteidigten suchte. Gemeint war hier, dass einfache unorganische Atomverbände (Moleküle) sich als Untereinheiten (= näher Bestandteile) zu organischen Verbindungen zusammensetzen würden. Damit glaubte Berzelius eine Erklärung dafür gefunden zu haben, dass nur wenige Elemente, die häufig noch in ihrem elektrochemischen Verhalten ähnlich waren (C+H), sich zu einer Vielzahl von Substanzen oft ähnlicher oder gleicher Atommasse verbinden könnten. Kopp bemerkte darüber, dass diese

*„von 1815 an mehreren Chemikern als eine nützliche oder der Wahrheit entsprechende erschien: daß Atome organischer Verbindungen als nähere Bestandtheile einfacher zusammengesetzte, als unorganische angesehene Atome oder auch solche Atome neben elementaren enthalten.“* <sup>189</sup>.

Liebig, der den Begriff ‚näher Bestandteil‘, ebenso wie auch Gmelin und Dumas, nicht mehr in seinem Lehrbuch verwendete, schrieb dazu:

*„Zwei isomerische Verbindungen, deren Atomgewicht gleich, aber deren rationelle Formel verschieden ist, nennt Berzelius metamerische.“* <sup>190</sup>

Wackenroder griff hier auf das etablierte Bild der „näher Bestandtheile“ zurück, weil die Vorstellung aller damals gebräuchlichen Hypothesen, die Gmelin in seinem Lehrbuch vorstellte,<sup>191</sup> den Rahmen dieser Vorlesung gesprengt hätte. Da Wackenroder stets systematisch vorging ist zu vermuten, dass er diesen Stoff in seiner Vorlesung über organische Chemie behandelte, bei diese Vorstellung über den Aufbau der Verbindungen Anwendung gefunden hatte.

Ähnlich wie beim Begriff der Potenzen wird auch bei den „**näher Bestandteilen**“ ein Auffassungswechsel deutlich, der sich in der Mitte des 19. Jahrhunderts ereignete und der, durch die Fortschritte in der organischen Chemie beschleunigt, die Ablösung des elektrochemischen Dualismus zur Folge hatte. Wackenroder bezweifelte in seiner Vorlesung aber nicht den Begriff der „**näher Bestandteilen**“, sondern nutzte ihn in der Vorlesung als Möglichkeit, chemische Erscheinungen zu erklären.

---

188 A. DUFLOS (1843), 38

189 H. KOPP (1873), 550

190 J. V. LIEBIG (1843), Bd 1, 83

191 L. GMELIN (1844), Bd 3, 3f

2. **polimerische** Verbindungen: mit diesem Begriff charakterisiert Wackenroder Verbindungen, die die gleiche prozentuale Zusammensetzung, aber ein ‚*ungleiches Atomgewicht*‘ und ‚*unterschiedliche näher Bestandtheile*‘ hätten. Er verwendete zur Verdeutlichung dieser Auffassung das Beispiel Essigsäureethylester/ Acetaldehyd, bei dem der Ester das doppelte Molekulgewicht besitzt ( $C_4H_8O_2$ ) wie der Aldehyd ( $C_2H_4O$ ). Auch Liebig zog dieses Beispiel für Polymerie heran.<sup>192</sup> Gmelin behandelte ebenfalls die Polymerie, die er unter anderem an Polysacchariden erklärte.<sup>193</sup> Wackenroders Aussage war hier kurz und prägnant und spiegelt den Wissensstand seiner Zeit wieder.

3. **isomerische** Verbindungen; darunter verstand Wackenroder Substanzen, die, wie das Calciumcarbonat, verschiedene Kristallstrukturen ausbilden können, nämlich Kalkspat und Arragonit. Sie besitzen ein gleiches Atomgewicht und eine gleiche prozentuale Zusammensetzung und entsprechen auch nach heutigem Verständnis dem Begriff der Isomerie. Die weiteren von Wackenroder vorgestellten Beispiele, wie a- und b-Kieselerde, Antimon- und Phosphorsäure gehören nach dem damaligen Verständnis ebenfalls zu den isomeren Verbindungen.

### 6.3.3 Isomorphismus und Kristallstruktur

Neben dem inneren Phänomen der Isomerie, wonach verschiedene chemische Verbindungen gleiche prozentuale Verhältnisse oder die gleichen Summenformeln aufweisen, ging Wackenroder auch auf die ‚*äußere Form der Körper*‘ und deren ‚*innige [innere] Beziehung*‘ ein. So unterschied er zum einen ‚*gestaltlose Körper*‘, die er als ‚*amorph*‘ bezeichnete. Diese unterteilte er weiterhin in ‚*idiotypisch*‘ und ‚*syntypische*‘, eine allerdings heute nicht mehr gebräuchliche Unterscheidung. Man findet diese Unterteilung weder bei Döbereiner<sup>194</sup> noch bei Liebig, Gmelin oder Duflos<sup>195</sup>, was auf ein eigenes Begriffsverständnis Wackenroders schließen lässt.

Die heutige Auffassung, dass bei amorphen Stoffen die Grenze zwischen Festkörper und Flüssigkeit verschwimmt, erfasste Wackenroder intuitiv, indem er als Beispiele amorphe Substanzen wählte, wie z. B. geschmolzenes Arsen-III-oxid ( $As_2O_3$ ), geschmolzenen Zucker und aufgeweichtes Glas. Auch hier zeigte sich, wie Wackenroder in seiner Vorlesung geschickt praktische Erfahrung mit theoretischen Vorstellungen verband.

Die Kristalle führte Wackenroder auf sieben Grundformen zurück, ein bis heute gebräuchlicher Ansatz. Ähnlich ging auch Gmelin vor, der die sieben Kristallformen in zwei Tafeln zusammenfasste und zu fast jedem Typ auch Beispiele angab.

192 J. V. LIEBIG (1843), Bd 1, 82f

193 L. GMELIN (1848), Bd 4, 59

194 J. W. DÖBEREINER (1825) und (1826)

195 A. DUFLOS (1867), 27

**Tab. 6.1 Kristallstrukturen**

heutige Kristallstruktur	Kristalle bei Gmelin <sup>196</sup>	Beispiel <sup>197</sup>
Kubische Systeme	Regelmäßiges System	Kochsalz
Hexagonale Systeme	Quadratisches oder vier-gliedriges System	Apatit
Rhomboedrische Systeme	Zwei-ein-gliedriges System	Calcit
Tetragonale Systeme	Mitscherlich-System	Kupferkies
Ortho-rhombische Systeme	Zwei- und zwei-gliedriges System	Bittersalz
Monoklines System	Ein- und ein-gliedriges System	Gips
Triklines System	Drei- und ein-axiges System	Kupfersulfat

In diesem Zusammenhang behandelte Wackenroder auch den Begriff **Isomorphismus**<sup>198</sup>, den Eilhard Mitscherlich (1793–1863) 1818 geprägt hatte.<sup>199</sup> Dieses Phänomen wurde von Mitscherlich an den Salzen Kaliumdihydrogenphosphat ( $\text{KH}_2\text{PO}_4$ ), Kaliumdihydrogenarsenat ( $\text{KH}_2\text{AsO}_4$ ) und Ammoniumdihydrogenphosphat ( $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ ) beobachtet und 1819 auf chemische Ähnlichkeit zurückgeführt. Berzelius nutzte die Vorstellung des Isomorphismus, um generell die Zusammensetzung anorganischer Verbindungen zu erklären. Auch bei Liebig fand der Begriff der Isomorphie ausgiebige Beachtung, so schrieb er:

*„Man nennt nun isomorphe (von isos gleich und morph Form) Substanzen diejenigen Körper oder Verbindungen, welche fähig sind, sich gegenseitig in einer Verbindung zu vertreten, ohne das die Form dadurch verändert wird.“*<sup>200</sup>

Wackenroder zog in seiner Vorlesung Verbindungen als Beispiel heran, die auch bei Liebig genannt wurden, zu nennen wären folgende Paare:  $\text{Fe}_2\text{O}_3/\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{AgO}/\text{NaO}$ ,  $\text{SO}_3/\text{SeO}_3$  und  $\text{CaO}/\text{MgO}/\text{FeO}/\text{MnO}$ . Er hatte jedoch Zweifel an der uneingeschränkten Gültigkeit des Begriffes Isomorphismus, wenn er feststellte, dass: „[...] die ganze Lehre des Isomorphismus noch keineswegs durchzelebriert, und manche Körper, welche dimorph sind, können zweierlei isomerischen Gruppen angehören“. Liebig bemerkte hierzu:

*„Abweichungen von den Gesetzen der Isomorphie lassen sich erklären aus der Ursache, daß manche zusammengesetzte Körper (arsenige Säure, kohlensaurer Kalk etc.), und auch Schwefel in zweierlei Formen krystallisiren, die sich nicht*

196 L. GMELIN (1843), Bd 1, 15–19

197 M. SCHMITT (1967), 77f

198 Vgl. H.-W. SCHÜTT (1984) über Entdeckung und Entwicklung des Isomorphismus.

199 Zum Leben und Werk von Mitscherlich, vgl. H.-W. SCHÜTT (1992)

200 J. V. LIEBIG (1843), Bd 1, 75

*aufeinander zurückführen lassen.*<sup>201</sup>.

Gmelin trug seine Kritik fundiert und wissenschaftlich vor:

*„Wenn gleiche Formeln häufig gleiche Gestalten bedingen, so folgt daraus noch nicht, dass gleiche Gestalten nicht auch mit ungleichen Formeln bestehen können. Es gibt vielleicht ein höheres Gesetz, welches diese Fälle aufklärt; seine Entdeckung würde die Lehre von der Isomorphie eine neue Gestalt ertheilen.“*

und er verwies dann auf eine Arbeit von Kopp und Schröder nach denen *„isomorphe Substanzen ähnliche Atomvolumen (und also auch ähnliche Atomzahlen) besitzen.“*<sup>202</sup>.

Beide zeigten also eine ähnliche kritische Distanz zum Isomorphismus wie Wackenroder.

### 6.3.4 Gliederung der chemischen Körper

Ähnlich wie Berzelius teilte Wackenroder die Körper in Elemente (1. Klasse), die nicht zerlegbar waren, auch nicht durch „Potenzen“, sowie in Verbindungen (2. Klasse) ein. Er gab die Anzahl der damals bekannten Elemente *„[...] mit Gewißheit 54 oder auch 58; wenn man Lanthan, Didym<sup>203</sup>, Terbium und Erbium<sup>204</sup> hinzurechnet.“* an und erwähnte noch zwei weitere, bei denen es sich um Niobium aus Tantalit und Ruthenium aus dem Platinrückstand gehandelt haben muss. Niobium wurde erst 1844 von Heinrich Rose (1795–1864) entdeckt, Ruthenium 1845 von Carl Ernst Claus (1706–1864). Die Zahl der 1845 bekannten Elemente betrug somit 59. Liebig war 1842 noch von 54 Elementen ausgegangen. Auch hieran wird die Aktualität von Wackenroders Vorlesung deutlich. Wackenroder teilte des Weiteren die Elemente im Sinne der elektrochemischen Theorie von Berzelius in zwei Gruppen ein, in elektronegative und in die elektropositive Elemente (siehe Bild 6.1). Bei den Verbindungen (Körper 2. Klasse) unterschied Wackenroder zwischen zwei Familien, nämlich „Verbindungen mit einfachem Radikal“ und „Verbindungen mit zusammengesetztem Radikal“. Diese Unterscheidung war in der damaligen Zeit gebräuchlich und fand sich auch in den Lehrbüchern von Dumas, Liebig und Gmelin wieder.

Aus der Unterteilung der chemischen Körper in Elemente und Verbindungen leitete Wackenroder weitere strukturelle Aussagen ab, wobei er sich sowohl auf dualistische als auf radikal-theoretische Konzepte stützte. Er bemerkte u. a.:

*„Wenn wir die Vorstellung von zusam[mengesetz]ten Radikal[en] als wohlbe-*

201 J. V. LIEBIG (1843), Bd 1, 79

202 L. GMELIN (1843), Bd 1, 87

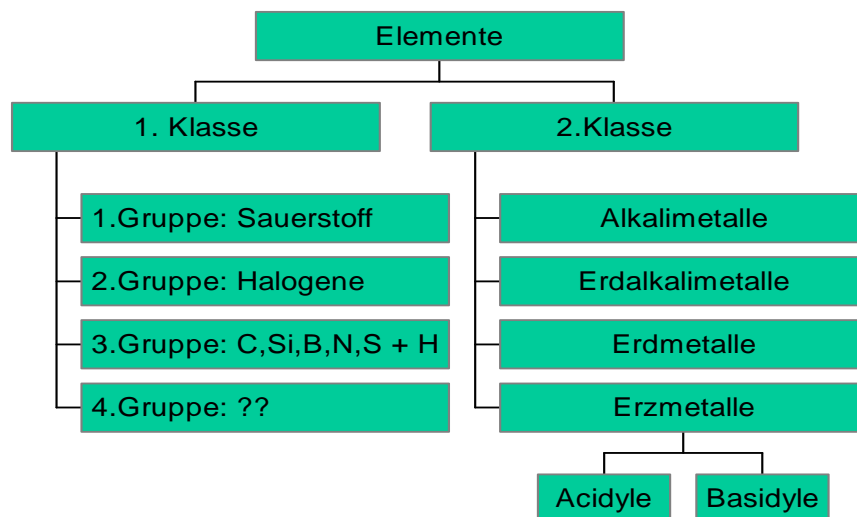
203 Vgl. S. ENGELS / A. NOWAK (1983), 219–221: Es handelt sich hierbei um eine Mischung aus Gadolinium, Samarium, Europium, Neodymium und Praseodymium, die 1843 von dem schwedischen Chemiker Carl Gustav Mosander (1787–1858) entdeckt wurde.

204 Vgl. S. ENGELS / A. NOWAK (1983), 219–221: Es handelt sich hierbei um eine Mischung aus Scandium, Ytterbium, Lutetium, Erbium, Holmium Dysprosium und Thulium (1843).



*gründet annehmen[,] so können wir auch das erklären; die unendliche Mannigfaltigkeit von Verbind[un]gen welche v[on] einer kl. Anzahl v[on] Stoffen hervor geht.“*

**Bild 6.1      1.Klasse der Elemente nach Wackenroder**



Wackenroder widmete sich zunächst den Verbindungen **erster Ordnung** (siehe Bild 6.2) und untergliederte diese in:

1. nichtmetallische Körper untereinander, die saure oder neutrale Körper bilden; eine Ausnahme bildete Ammoniak, den er eher als Metall ansah,
2. Metalle untereinander;
3. Vereinigung von Metallen mit nichtmetallischen Körpern, die er weiter untergliederte. Er unterschied hier
  - 3.1 die sauerstoffhaltigen Salze von
  - 3.2 den Haloidsalzen<sup>205</sup>, eine damals noch übliche Trennung, die auf der Vorstellung von Lavoisier basierte, dass sich der saure Charakter generell vom Sauerstoff ableiten würde.

Unter den Verbindungen **zweiter Ordnung** verstand Wackenroder die Zusammenlagerung zweier Verbindungen 1. Ordnung nach dem Muster  $\text{CaO} + \text{SO}_3$ . Dabei sollten sich nach dem damaligem Verständnis die Gruppen, die entgegengesetzte Ladungen trugen aneinander lagern. In diesem Sinne betonte Wackenroder:

*„Andere Arten die Formel zu bezeichnen sind entweder unwesentlich oder als besondere Versuche zu betrachten. Zb  $\text{Ca} + \text{SO}^4 + \text{aq.} = \text{Gyps.}$ “*

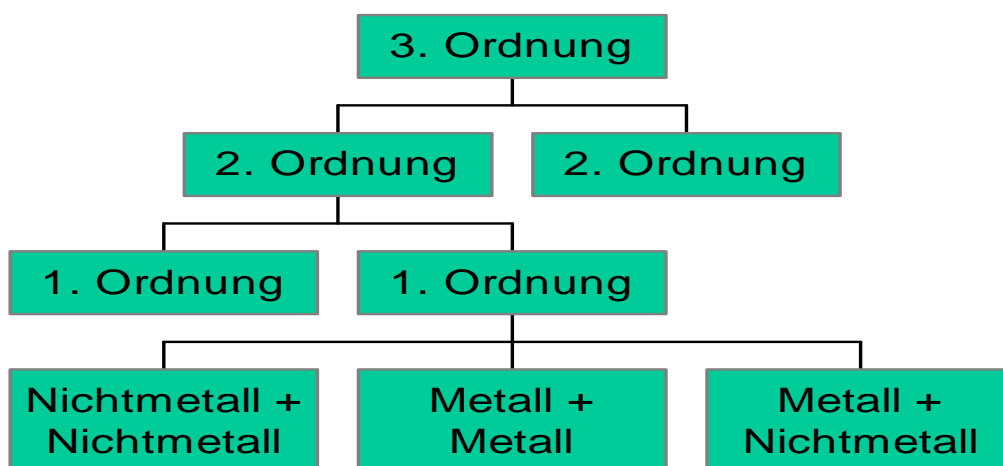
---

205 Von Jöns Jacob Berzelius (1779–1848) verwendeter Name für Halogenid-Salze.

Hier verwarf Wackenroder die sogenannte ‚Binartheorie der Salze‘, die Gmelin ausführlich diskutiert hatte.<sup>206</sup>

Gmelin nannte Humphry Davy (1778–1829) als den ersten, der Kaliumnitrat nicht mit „ $KO,NO_5$ “ sondern mit „ $K,NO_6$ “ beschrieb und dem Wasserstoff die Säurewirkung zuschrieb. Gmelin stellte unter anderem fest, dass sich die Binärtheorie durch ihre einheitliche Vorstellung von den Salzen auszeichnen würde; die fehlende Existenz von Verbindungen wie  $SO^4$  oder  $NO^5$  spräche aber gegen sie, deswegen bevorzugte er die Binartheorie und beendete allerdings dieses Kapitel mit einem Zweifel: „[...] *wenigstens findet sich diese Theorie nirgends im Einzelnen vollständig durchgeführt.*“. Wackenroder blieb bei der damals noch bevorzugten dualistischen Lehrmeinung, die Berzelius seit 1830 gegen aufkommende Zweifel vehement zu verteidigen suchte.

**Bild 6.2**      *Ordnung der Verbindungen nach Wackenroder*



Des Weiteren ging Wackenroder auf die Verbindungen der **dritten Ordnung** ein, bei denen es sich im Wesentlichen um Doppelsalze handeln sollte, wie z. B.:  $K_2Mg(SO_4)_2$ . Liebig kommentiert dies wie folgt:

*„Durch die Vereinigung einer Verbindung der zweiten Ordnung mit einer anderen der nämlichen Klasse, entsteht eine Verbindung der dritten Ordnung (Alaun) u.s.w.“*<sup>207</sup>

Auch mit diesem Ordnungssystem war Wackenroder auf dem Stand seiner Zeit und damit auf dem Boden des elektrochemischen Dualismus.

Wackenroder wandte sich auch den komplizierteren organischen Verbindungen zu und stellte diese als „*zusammengesetzte Radikale*“ dar. Dies ging auf Liebig zurück, der die

<sup>206</sup> L. GMELIN (1843), Bd 1, 473ff: „Anmerkung über die Salztheorie“

<sup>207</sup> J. V. LIEBIG (1843), Bd 1, 38

organische Chemie als die „*Chemie der zusammengesetzten Radikale*“ verstand und vor allem mit den Radikalen Aetyl und Benzoyl begründete<sup>208</sup>. Wackenroder explizierte die genannten Radikale, um dann einschränkend fortzufahren:

*Da uns bis jetzt noch wenig Radikale bekannt sind, da uns ferner noch allzu wenig allgem. Gesetze in der organ.[Chemie] zu Gebote steht. So bleibt uns nichts weiter übrig, als die ältere Eintheilung der organ. Körper beizubehalten.*‘

Bei ihrer Einteilung wählte Wackenroder in seiner Vorlesung wieder die Begriffe der Verbindungen 1. und 2. Ordnung, wobei die der 1. Ordnung nach seiner Meinung nicht in mehrere Bestandteile zerlegt werden konnten. Er nannte hier unter anderem Zucker, Weinsäure und Alkaloide. Zu den Verbindungen der 2. Ordnung zählte er Salze von organischen Säuren und Weinschwefelsäure, also Verbindungen, in denen der chemische Dualismus zur Interpretation herangezogen wurde. In der organischen Chemie hatten sich Dumas, Liebig und Gmelin, der in seinem Lehrbuch die drei konkurrierenden Theorien,

den „elektrochemischen Dualismus“,  
die „Typen-“ und  
die „Radikaltheorie“

ausführlich vorstellte, schon deutlicher von der ausschließlichen Gültigkeit des elektrochemischen Dualismus entfernt als Wackenroder. Dieser stellte sehr zurückhaltend fest „*daß natürlich in solchen Fällen [Verbindungen der organischen Chemie] den Ansichten ein weiter Spielraum gegeben ist*“. Wackenroder gab hier einen deutlichen Hinweis darauf, dass die Theorien letztendlich noch nicht genügend ausgeformt seien. Hier wird der Vorstellungswandel in der organischen Strukturtheorie, der sich zwischen 1840 und 1870 vollzog, deutlich. Die Struktur organischer Verbindungen ließ sich weder mit Hilfe der Radikaltheorie oder der Typentheorie, noch mit der dualistischen Betrachtungsweise umfassend beschreiben. Wackenroder blieb hier bei der älteren Theorie der „näheren Bestandteile“. Diese Unsicherheit über die einzelnen Theorien zeigt sehr deutlich die Problematik in der Chemie um 1850.

### **6.3.5 Zur Nomenklatur anorganischer Verbindungen und zum Aufbau der chemischen Formeln**

Die Fachsprache der Chemie beinhaltet Nomenklatur, Terminologie und die Symbolsprache, die sich im Laufe ihrer Geschichte dem jeweiligen Erkenntnisstand anpasste. Zum Beispiel waren bei den Alchemisten der Mystizismus und der Anschein einer „Geheimnislehre“ für die Symbolsprache ausschlaggebend. Auch versuchte man im Rahmen der „Vier-Elemente-Lehre“, die chemischen Erfahrungen in ein System zu bringen.

---

208 J. V. LIEBIG (1843), Bd 1, 192

Im Wesentlichen bestand die Namensgebung aus der Verwendung von Trivialnamen, die dann mit der Zeit zu einer Flut von Bezeichnungen ausufernten.

Die **Nomenklatur** entwickelte sich aus den verschiedensten Quellen, von denen noch viele in der Vorlesungsmitschrift von Wackenroder erkennbar sind. Einige der Bezeichnungen, wie das Bleiweiß, finden auch heute noch als Trivialnamen Verwendung, andere, wie das Vitriolöl, sind nicht mehr gebräuchlich. Maurice P. Crossland gibt in seinem Werk „Historical Studies in the Language of Chemistry“<sup>209</sup> folgende Wurzeln an, die anhand einiger ausgewählter Beispiele aus der Vorlesungsmitschrift belegt werden können:

1. **Sensorische Eindrücke** (in verschiedenen Sprachen)
  - a) Geruch: Schwefelleber
  - b) Geschmack: Bittersalz, Bleizucker
  - c) Farbe: Bleyweiß, Lapis lazuli, Magnesia alba
  - d) Struktur: Materia perlata (Perlmaterie)
2. **Küchennamen:** Mondmilch, Antimonbutter
3. **Blumen:** Zinkblume, Crocus martis
4. **Personennamen:** Glaubersalz, Algarothpulver
5. **Orte:** Berliner Blau, Eau de Chavelle
6. **pharm. Anwend.:** Brechweinstein
7. **Präparation:** weißes Präzipitat, gebrannter Kalk

Claude Joseph Geoffroys (1672–1731) Verwandtschaftstafeln („tables des rapports“) von 1718 waren ein wichtiger oder vielleicht ein erster Schritt zu einer einheitlichen Nomenklatur, als dieser ähnliche Symbole ähnlichen Eigenschaften zuwies und für gewisse zusammengehörige Körpergruppen Klassensymbole einführte. Torbern Bergman (1735–1784)<sup>210</sup> erweiterte Geoffroy's Ansatz wesentlich und nahm Korrekturen vor, die speziell den Einfluss der Wärme auf den Ablauf einer Reaktion beschreiben sollten. Nachdem Lavoisier die Phlogiston-Theorie widerlegt hatte, proklamierte er zur Durchsetzung seiner neuen Oxidationstheorie das 1787 von Jean Henry Hassenfratz (1767–1827) und Pierre Auguste Adet (1763–1834) ausgearbeitete Zeichensystem<sup>211</sup>, das sich auf sechs verschiedenen Klassen aufbaute.<sup>212</sup> Basierend auf der Atomtheorie schlug Dalton chemische Symbole mit Kreisen und Buchstaben vor<sup>213</sup>, und Berzelius gelang es zwischen 1814 und 1818 die bis auf wenige Ausnahmen auch heute noch gültigen Buchstaben als

209 M. P. CROSLAND (1962), 65–78

210 Bergmann war ein schwedischer Chemiker und Mineraloge, der als Professor an der Universität von Uppsala lehrte.

211 Vgl. M. P. CROSLAND (1962), 250

212 V. CORDIER (1928), 47ff

213 Vgl. M. P. CROSLAND (1962), 256–264

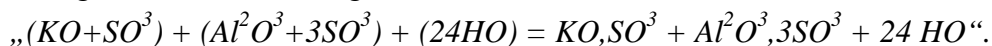
chemische Symbole einzuführen.

Aus den Systemen der Formelsprache, die vor Berzelius Anwendung fanden, finden sich in der Mitschrift nur die Symbole von Wasser ( V ) und Alkohol ( Δ ), die Sänger beim Mitschreiben wahrscheinlich auch wegen der Zeitersparnis verwendete.

Wackenroder benutzte ansonsten konsequent Bezeichnungen, die durch den elektrochemischen Dualismus geprägt wurden, wie z. B. ‚Schwefelsaure Talkerde‘ für Magnesiumsulfat. Die Regeln zum Erstellen der Formeln beschrieb Gmelin unter anderem so, dass die elektropositiven vor den elektronegativen gestellt werden müssen. Des Weiteren erklärte er den Aufbau der Formelsprache wie folgt:

*„Besteht eine Verbindung aus näheren und entfernteren Bestandtheilen, so wird durch Punkte, Kommata, +Zeichen und Klammern die Art der Verbindung anschaulich gemacht.“*<sup>214</sup>.

Für Alaun ergab sich demnach folgende Formel:



Beide Systeme waren damals durchaus als gleichwertig zu betrachten und finden sich auch so in der Mitschrift. Eine weitere gängige Schreibweise, die das Sauerstoff-Atom durch einen Punkt darstellte, wurde von Sänger und damit höchstwahrscheinlich auch von Wackenroder nicht verwendet. Auch stellte er keine durchgestrichenen Symbole wie zum Beispiel „~~C~~“ vor, die die sogenannten „Doppelatome“ beschreiben sollten. Nach Victor Cordier brachte diese Schreibweise unnötige Verwirrung, die Wackenroder hier möglicherweise vermeiden wollte, in die Unterscheidung von Atomgewicht und quivalent.<sup>215</sup>

Wackenroder sah, wie auch Liebig und Gmelin, in einer einheitlichen Nomenklatur die Möglichkeit, die Chemie naturwissenschaftlich zu ordnen und damit der damals herrschenden Namensvielfalt Einhalt zu gebieten. Er zeichnete sich so auch in der chemischen Fachsprache als Lehrer aus, indem er den angehenden Apothekern naturwissenschaftlich fundiertes Wissen vermitteln wollte.

Bei den Reaktionsgleichungen ging Heinrich Sänger wahrscheinlich genau wie Wackenroder vor. Die Reaktanten über dem Bruchstrich wurden addiert, rechts oder links stand das, was entwich oder entstand und unter dem Bruchstrich wurde der Rest festgehalten, der ausfiel oder auch zurückblieb. Dieser Aufbau zeigt, dass Wackenroder für die chemischen Reaktionsgleichungen ein eigenständiges System verwendete. Hier sind schon Ansätze der heutigen chemischen Formelsprache erkennbar. Allerdings scheint bei Wackenroder eine Mischung aus stöchiometrischen Grundlagen und praktischen Erfahrungen vorgelegen zu haben. Auch Dbereiners Lehrbuch von 1826 zeigt nur Reaktions-

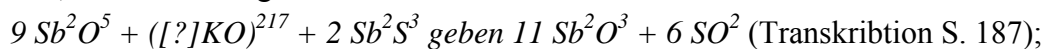
---

214 L. GMELIN (1843), Bd 1, 60f

215 V. CORDIER (1928), 99

gleichungen wie „ $\text{SH} + \text{KO} = \text{HO} + \text{KS}$ “<sup>216</sup>.

Ebenso findet sich im Text eine Formel in einer uns vertrauter erscheinenden Schreibweise, die auch Liebig und Gmelin in ihren Lehrbüchern verwendeten:



es handelt sich hierbei um die Reduktion von Antimon-V-oxid mit Antimon-III-sulfid zu dem -III-oxid, dass sich mit Kaliumtartrat hervorragend zum Brechweinstein löst. Allerdings schrieb Wackenroder die Zahlen, wie Gmelin, nach oben versetzt, entsprechend den mathematischen Potenzen; bei Liebig wurden sie, wie auch heute noch, nach unten versetzt dargestellt, z. B. „ $\text{BaO}_2 + \text{Cl}_2\text{H}_2 = \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}_2$ “. Auch war es damals üblich, die organischen Säuren mit Buchstaben abzukürzen. Gmelin gab folgende Abkürzungen an: „*Wasser = Aq, Cyan = Cy, Weinsäure = T und Citronensäure = C*“.<sup>218</sup> Diese Schreibweise entstammte der Nomenklatur von Jean Henry Hassenfratz (1767–1827) und Pierre Auguste Adet (1763–1834), die die Buchstaben allerdings noch in Form von Symbolen setzten.<sup>219</sup>

Wackenroder verwendete eine Nomenklatur und Terminologie, die dem damals neuesten Stand entsprach. Bei der Symbolsprache hingegen zog er eine Darstellungsweise vor, die keineswegs als falsch oder rückständig anzusehen ist, sondern Eigenständigkeit aufwies. Hierbei verband er Elemente aus der Mathematik mit den sichtbaren chemischen Erscheinungen.

Wackenroder stellte mit der Struktur der Verbindungen auch die damals gültigen Regeln der **Nomenklatur** vor. Die Elemente benannte er, wie damals üblich, nach den Prinzipien von Berzelius und verwendete die gleichen Symbole. Der Nomenklatur der Verbindungen legte er den Sauerstoff zugrunde. Folgende Oxide gebrauchte er in Verbindung mit den Metallen: Suboxydule, Suboxyde, Oxydule, Oxyde, Susquioxdule und Susquioxide sowie Superoxydul, Superoxyd und Metallsäuren. Bei den Chlorverbindungen verwendete er die bis ins 20. Jahrhundert gebräuchlichen Namen: -Chlorür, -Chlorid und -Superchlorid; beim Schwefel: -Sulfür, -Sulfid und -Persulfid. Wackenroder stellte seinen Studenten auch die unterschiedlichen Auffassungen von Berzelius, Mitscherlich und Liebig über die Nomenklatur der Verbindungen vor. In seiner Vorlesung benutzte er aber konsequent die Bezeichnungen, die auch Liebig verwendete und war somit aktuell.

216 W. DÖBEREINER (1826), 36

217 Wahrscheinlich ist die Zahl 11 gemeint, L. GMELIN (1852), Bd 5, 405f gibt keine eindeutig mit dieser Formel vergleichbare Zusammensetzung an.

218 L. GMELIN (1843), Bd 1, 60f

219 V. CORDIER (1928), 55

### 6.3.6 Atom- und Äquivalentgewichte sowie andere Charakteristika

Die Charakterisierung der Elemente begann Wackenroder mit der Angabe des Atomgewichtes bzw. Äquivalentgewichtes (siehe Anhang), zwischen denen damals nicht unterschieden wurde. Kopp beschrieb dazu die Haltung Gay-Lussac's von 1828:

*„Atomgewichte, Aequivalenzgewichte, chemische Proportionen waren ihm gleichbedeutende Ausdrücke;“*<sup>220</sup>

Und Gmelin bemerkte in seinem Vorwort:

*„Es kommt nur darauf an, den Atomen der verschiedenen Stoffe solch Gewichte zu geben, dass sie wirkliche Aequivalente sind.“*<sup>221</sup>

Gmelin wies dem Wasserstoff das Äquivalent 1 zu und Liebig verwendete als Basis den Sauerstoff mit dem Wert 100. Wackenroder hingegen ordnete dem Sauerstoff das Äquivalent 10 zu und übernahm so die von William Hyde Wollaston<sup>222</sup> (1766–1828) vorgeschlagene Einteilung, allerdings auf der Basis der Berzelius'schen Werte. Vergleiche mit heutigen Äquivalentgewichten zeigen wie genau damals die Werte schon mit einfachster Analytik ermittelt wurden. Bei einigen Elementen gab es jedoch größere Abweichungen, speziell beim **Silicium**, das als Oxid in der Vorlesungsmitschrift vorwiegend als  $SiO^3$ , manchmal (im ersten Teil der Mitschrift, unter Silicium) bereits auch als  $SiO^2$  beschrieben wurde. Es ist nicht auszuschließen, dass es sich hier um einen Schreibfehler von Sängner handelt. Gmelin gab beim Silicium verschiedene mögliche Äquivalentgewichte an, bevorzugte aber im Unterschied zu Wackenroder eher die Formel  $SiO^2$ . Die verschiedenen Angaben ergaben sich aus der noch heute als schwierig geltende maßanalytische Bestimmung des Siliciums, so dass im 19. Jahrhundert die Unsicherheiten in der Berechnung auch aus diesem Grund verständlich sind.

Die Äquivalentgewichte der **Halogene**, des **Stickstoffs**, des **Phosphors** sowie der Metalle **Antimon**, **Gold** und **Aluminium** wurden bei Wackenroder als dimer betrachtet, wonach es sich um zwei aneinander gebundene Atome handeln sollte. Sie hatten demzufolge, im Vergleich zu den Angaben von Berzelius und Liebig, nur das halbe Äquivalentgewicht. Hier zeigt sich, dass Wackenroder eigene Ansichten vertrat, die von der damaligen Schulmeinung abwichen.

Aus diesen Aussagen wird auch die allgemeine Unsicherheit deutlich, die um die Mitte des 19. Jahrhunderts im Verständnis von Molekular- und Äquivalentgewichten herrschte. Kopp verwies auf eine Abhandlung Liebig's aus dem Jahre 1839, in der dieser feststellte:

*„das Studium der Chemie werde unendlich erleichtert werden, wenn sich Alle*

---

220 H. KOPP (1873), 431

221 L. GMELIN (1843), Bd 1, Vorwort

222 William Hyde Wollaston war ein britischer Arzt und Naturforscher, Mitglied der Royal Society, und leistete bedeutende Beiträge auf den Gebieten Chemie, Physik und Physiologie.

*Chemiker entschlössen, zu den Aequivalenten zurückzukehren,“.*

Klaproth machte 1808, also nur 36 Jahre zuvor, noch keinerlei Angaben über spezifische Gewichte.<sup>223</sup>

In der Wackenroder'schen Vorlesungsmitschrift sind die Äquivalentgewichte der Metalle nachvollziehbar korrekt angegeben. Allerdings fehlen bei ihm Angaben über **Wismut** und **Platin**, da diese zur damaligen Zeit noch nicht exakt ermittelt worden waren. Gmelin gab hierfür in seinem Werk insgesamt vier verschiedene, damals gebräuchliche Molekulargewichte an<sup>224</sup>, nämlich in der

- Spalte C = Wasserstoff 1 und von ihm selber bevorzugt wurden
- Spalte D = wie Spalte C nur auf Sauerstoff 100 bezogen
- Spalte E = Wasserstoff als Bezug 0,5
- Spalte F = die Werte wie, nur mit O = 100 die auch von Berzelius bevorzugt wurde.

Wackenroders Werte entsprachen der Spalte F, allerdings wählte er die Bezugsgröße „10“ für den Sauerstoff. Ferenc Szabadváry charakterisierte in seiner „Geschichte der analytischen Chemie“ die Situation wie folgt:

*„In der Hoffnung, eine Ordnung zu schaffen, führte Gerhardt [<sup>225</sup>] den Begriff der Äquivalentgewichte ein, womit die Situation noch unübersichtlicher wurde. Wasser wurde H<sub>2</sub>O, HO oder H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> geschrieben, jeder gab die Formel nach seiner Theorie. Erst Cannizzaro legte die Begriffe und Werte endlich klar fest und stellte seine Vorschläge 1860 auf dem Internationalen Chemiker-Kongreß in Karlsruhe zur Diskussion.“*<sup>226</sup>

Wackenroder zog zur Charakterisierung der chemischen Elemente weitere Kriterien heran, unter anderem die Dichte, Schmelz- und Siedepunkte sowie Sprödigkeit und Zähigkeit. Die von Wackenroder angegebenen Dichten erwiesen sich bei den Elementen bis auf Brom, Barium und Phosphor, bei denen es sich auch um einen Übertragungsfehler handeln kann, im Vergleich zu heutigen Werten als recht genau. Je reiner die Metalle darzustellen waren, desto genauer erschienen auch die Angaben über deren Dichte. Auch die Werte für die Verbindungen sind bis auf wenige schon sehr präzise. Beachtenswert ist ferner, dass die Angabe der Dichte schon im metrischen System erfolgte.

Anders verhielt es sich indes bei den Schmelz- und Siedepunkten. Diese erwiesen sich als recht ungenau, was verschiedene Ursachen haben kann. So war zur damaligen Zeit

---

223 B. ENGEL (1994)

224 L. GMELIN (1843), Bd 1, 50ff

225 Charles Frédéric Gerhardt (1816–1856) war ein französischer Chemiker und Schüler Liebig's.

226 F. SZABADVÁRY (1966), 162



die Reinheit der Substanzen noch nicht gegeben und Temperaturen oberhalb 200°C (Quecksilberthermometer) zudem nur schwer zu bestimmen. Wackenroders Angaben entsprachen seiner Zeit und zeugen vom damaligen analytischen Arbeitsstil.

Die Angaben Wackenroders über Sprödigkeit und Zähigkeit der Metalle sind mit den Auffassungen von Liebig und Gmelin vergleichbar. Wackenroder beschrieb in seiner Vorlesung ebenfalls die technische Gewinnung der meisten Metalle. Dies ist ein Indiz dafür, dass er auch für angehende Apotheker, für die seine Vorlesungen gedacht waren, eine umfassende chemische Grundbildung als unverzichtbar ansah. Er wollte damit, wie auch aus seinem Lebenswerk ersichtlich, dem Apothekerstand ein naturwissenschaftliches Fundament geben.

**Tab.6.2 Angaben über das Schmelzverhalten der Metalle und metallischen Verbindungen**

<b>Verbindung</b>	<b>Schmelzpunkt bei Wackenroder</b>	<b>aktueller Wert<sup>227</sup> in °C</b>
Kalium	57	63,2
Kaliumcarbonat	hoher Rothglühhitze	900
Kaliumhydrogensulfat	250	218,6
Kaliumchlorat	ca. 400	368
Kaliumchlorid	Rothglühhitze	772
Natrium	ca. 90	97,8
Barium	Rothglühhitze	710
Bariumoxid	höchste Temperatur	1923
Strontium	weniger leicht als Ba	770
Strontiumoxid	heißeste Temperatur	2460
Calciumoxid	höchste Hitzegrade	2600
Magnesium	ca. Silber (961 C.)	649,5
Magnesiumoxid	heftigste Feuergrade	2802
Aluminium	keine Angabe	2447
Aluminiumoxid	Knallgasflamme	2045
Kaliumaluminiumsulfat	92	91
Aluminiumchlorid	100	192
Zinn	228	231,9
Zinn-IV-chlorid	<29	-33,3
Quecksilber	-39,5	

---

227 H. U. v. VOGEL (1974)

Gold	höher als Silber (961 C.)	1065
Platin	nicht schmelzbar	1769
Antimon	432	630,5
Mangan	vor dem Eisen	1244
Eisen	sehr hohe Temperatur	1536
Zink	374	824
Cadmium	Rothglühhitze	321
Blei	322	327,4
Wismut	265	271
Kupfer	höher als Silber (961 C.)	1083
Silber	starke Hellrothglühhitze	961

**Tab. 6.3**      *Angaben über das Siede- und Sublimationsverhalten der Metalle und metallischen Verbindungen*

<b>Verbindung</b>	<b>Siede-/Sublimation bei Wackenroder</b>	<b>aktueller Wert<sup>228</sup> in °C</b>
Kalium	Vor dem Rothglühen	753,8
Natrium	Wie Glas	890
Barium	Weißglühhitze	1637
Zinn	Stärkstes Weißglühfeuer	ca. 2684
Quecksilber	355 / 360	357
Antimon	Starke Weißglühhitze	1637
Zink	Weißglühhitze	1520
Cadmium	Einige Grade über Hg (357)	765
Blei	Starke Rothglühhitze	1751
Wismut	Schwache Weißglühhitze	1560
Kupfer	Weißglühhitze	1083
Eisen-III-chlorid	Einige Grade über 100	319

## 6.4 Die spezielle Chemie der Elemente

### 6.4.1 Die Nichtmetalle

Den Bereich der Nichtmetalle gliederte Wackenroder seiner Zeit entsprechen und seine

Einteilung war mit der von Liebig nahezu identisch. Bei der Gruppe der Halogene beschrieb Wackenroder, entsprechend der Vorstellung von den Triaden, hintereinander Chlor, Brom und Jod. Fluor wurde damals noch nicht den Halogenen zugerechnet. Selen ordnete er hinter den Schwefel ein und zeigt auch hierdurch wieder, dass er um eine systematische Darstellung bemüht war.

Bei den Gasen stellte Wackenroder folgende Parameter vor: Dichte, Lichtbrechung und teils die spezifische Wärme.

**Tab. 6.4**      *physikalische Daten der Gase [XXX]*

Element	Spez.Gewicht damals	spez. Gewicht heute
Sauerstoff	1,1026	1,4289
Wasserstoff	0,1376	0,08989
Stickstoff	0,976	1,25046
Stickstoffoxid N <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	1,0393	
Chlorwasserstoff	1,2544	1,639
Bromwasserstoff	2,73105	3,6443
Jodwasserstoff	4,3849	5,789
Fluorwasserstoff	1,06	0,901
Schwefeldioxid	2,2216	2,926
Schwefelwasserstoff	1,1778	1,539
Kohlenmonoxid	0,9732	1,25
Kohlendioxid	1,5245	1,9768

#### **6.4.1.1 Der Sauerstoff und seine Verbindungen**

Als erstes Element behandelte Wackenroder den Sauerstoff. Nach dem er die verschiedenen gängigen Darstellungsmöglichkeiten und Reaktionen vorgestellt hatte, widmete Wackenroder sich der „**Theorie der Verbrennung**“. Er vertrat ohne Abstriche die moderne Theorie Lavoisiers, obwohl er – wie Liebig und Gmelin – auch noch die Stahl'sche Vorstellung der Verbrennung seinen Schülern erläuterte. Er wandte sich auch wie Berzelius gegen die „**irrig**e Meinung“ des irischen Chemikes Adair Crawford (1748–1795)<sup>229</sup>, der behauptet hatte, dass die bei der Verbrennung frei werdende Hitze

---

229 Adair Crawford war ein irischer Mediziner, Physiker und Chemiker. Er beschäftigte sich unter anderem mit den Arbeiten von Kirwan und Scheele.

aus der gebundenen Wärme des gasförmigen Sauerstoffs stammen würde.<sup>230</sup> Die Beschreibung der Feuererscheinung und seine Ursache sowie die Beobachtungen zur Reaktionskinetik entsprachen den Vorstellungen zu Wackenroders Zeit. Die Aussage „*Beim Verbrennen ist anfangs nur ein geringer Grad der Erhitzung nöthig*“ zeigt die richtige Beobachtung des Phänomens der Startenergie bei einer Reaktion. Des Weiteren bekannte sich Wackenroder hier eindeutig zur elektrochemischen Theorie von Berzelius.

Ferner wurde die Anwendung des Sauerstoffs in der Elementaranalyse erwähnt, die damals Dumas und Liebig zur Bestimmung der Zusammensetzung organischer Verbindungen nutzten. Auch hier war Wackenroder aktuell in seinen Ausführungen, da diese Methode erst um 1830 von Dumas entwickelt und von Liebig verfeinert worden war.

#### 6.4.1.2 Wasserstoff und seine Verbindungen

Bei den Methoden der Darstellung des Wasserstoffs mittels Zink zeigte Wackenroder erneut, wie genau bereits seine quantitativen Angaben waren. 40 g Zink entwickeln nach heutigem Wissen 1,224 g oder 13,71 l Wasserstoff, bei Wackenroder waren dies 1,248 g oder 13,96 cc[cubikdezimeter?], was auch beweist, dass er schon konsequent die noch heute gültigen Maßeinheiten verwendete. Er beschrieb auch das Phänomen der durch Licht gezündeten Chlorknallgas-Reaktion als Beleg für eine durch Licht gestartete Reaktion.

Die Vorstellung, dass der saure Charakter einer Verbindung durch Wasserstoff und nicht durch Sauerstoff hervorgebracht wird, vertrat Wackenroder indes noch nicht. Somit folgte er auch nicht dem von Liebig postulierten Satz, dass in Säuren der Wasserstoff durch Metalle ersetzbar ist.<sup>231</sup>

Dem Wasser widmete er sich ausführlich, speziell den verschiedenen Typen (hygroskopisches, Decriptions- und wesentliches Wasser, letzteres mit den Untergruppierungen: Hydrat-, basisches, salinisches, Constitations- und starkes Kristallisationswasser). Diese sind fest mit dem elektrochemischen Dualismus verbunden und wurden bei Gmelin fast identisch<sup>232</sup>, dagegen von Liebig gar nicht mehr behandelt<sup>233</sup>. Auch hier wird erkennbar, dass der elektrochemische Dualismus sich überlebt hatte.

Beim Wasserstoffperoxid, das Wackenroder auch „*oxýdirtes Wasser*“ nannte, erwähnte er das von Christian Friedrich Schönbein (1799–1868) entdeckte Ozon, das er allerdings fälschlicherweise als eine noch unbekannte „*Oxydationsstufe des H*“ bezeichnete.

#### 6.4.1.3 Stickstoff und seine Verbindungen

Chemische Eigenschaften und Darstellungsweisen des elementaren Stickstoffs wurden

230 Vgl. J. J. BERZELIUS (1825), B1, 1. Abt., 176

231 Vgl. J. V. LIEBIG (1848), 74

232 L. GMELIN (1843), Bd 1, 515–521

233 J. V. LIEBIG (1843), Bd 1, 207–211

ausführlich vorgestellt und entsprechen dem damaligen Wissen. Die Luft bezeichnete Wackenroder richtigerweise als ein Gemenge und nicht als eine Verbindung. Dabei ging er sowohl auf die Atmosphärenchemie als auch auf Grundlagen der Meteorologie ein. Ferner beschrieb er das Phänomen der Assimilation der Pflanzen, die ihre Stickstoffverbindungen in der Regel aus Ammonium oder Nitraten bilden würden. Auch diese Aussage beweist die umfassenden und aktuellen Lehrinhalte, die Wackenroder in seiner Vorlesung behandelt.

Bei der **Salpetersäure** wurden sowohl die Darstellung als auch die Reinheitsprüfungen detailliert beschrieben, da diese als ein wichtiges Reagenz Anwendung fand. Das zeigt erneut die analytische Ausrichtung der Vorlesung. Daneben beschrieb Wackenroder die Farbveränderung von Proteinen durch Salpetersäure indem er *bemerkte* „*die N haltigen [organischen Verbindungen] färben sich gelb.*“. Heute ist diese Reaktion unter dem Namen „Xanthoprotein-Reaktion“ bekannt, die auf eine Nitrierung der aromatischen Aminosäuren basiert und so mit einer Farbvertiefung einhergeht. An solchen in die Vorlesung eingeflossenen Beobachtungen erkennt man gleichsam die Vielseitigkeit Wackenroders.

Bei den Stickoxiden strebt Wackenroder gleichfalls Vollständigkeit der Verbindungen an. Wie Liebig beschreibt er alle Oxide des Stickstoffs, bis auf das heute noch bekannte Stickstofftrioxid (Peroxodistickstoff-V-oxid).<sup>234</sup>

Gmelin gab bei seinen Formeln entsprechend die Oxidationsstufen an, eine damals ebenfalls gebräuchliche Schreibweise, die erst durch die Klärung des Molekülbegriffs nach 1860 vereinheitlicht wurde. Auch wurde der Zeit entsprechend das Distickstofftrioxid als salpetrige Säure und das Distickstoffpentoxid als Salpetersäure bezeichnet, also die jeweiligen Anhydride der Säuren, was auf die falsche Säuredefinition Lavosiers zurück zu führen ist.

Das Distickstofftetraoxid betrachtete Wackenroder „*als eine Doppelsäure von  $N^2O^5, N^2O^3$* “. Er begründete es damit, dass „*keine Verbindung dieser Oxydationsstufe des N mit einer Base*“ bekannt sei. Die gleiche Behauptung fand sich bei Berzelius<sup>235</sup> und wird durch die Instabilität des  $N_2O_4$ , die eine Disproportionierung in  $N_2O_3 + N_2O_5$  zur Folge hat, verständlich. Des Weiteren stand der Säurebegriff von Lavosier der Vorstellung der Verbindung  $N_2O_4$  entgegen, da keine entsprechenden salzartigen Verbindungen gefunden wurden.

Das Distickstoffmonoxid (heute: Lachgas) wird in der Vorlesung Stickoxydul oder auch „*Lustgas*“ genannt. Wackenroder beschrieb dessen Darstellung aus dem Ammoniumnitrat, sowie seine Wirkung: „*es vermehrt die Blutcirculation u[nd] bewirkt belebend [und] erregend*“. Über seine Gefahren bei der Anwendung gibt er Folgendes zu beden-

---

234 J. V. LIEBIG (1843), Bd 1, 214–225

235 Vgl. J. J. BERZELIUS (1825), Bd 1, 1. Abt., 207

ken: „Wenn das Einathmen über 5 Minuten dauert, so bewirkt es der Gesundheit nachtheilig, die Nerven werden überreizt, es tritt Athemnoth ein.“ Ferner weist er darauf hin, dass Verunreinigungen von Stickoxid ( $\text{N}_2\text{O}_2$ ) und Chlorgas „höchstgefährlich wirken“. Bei den Verbindungen des Stickstoffs mit dem Wasserstoff nannte Wackenroder wie seinerzeit üblich „ $\text{N}^2\text{H}^4$ “ = Amid; das Hydrazin, dem die Formel heute entsprechen würde war noch nicht bekannt. „ $\text{N}^2\text{H}^6$ “ wurde genau wie heute Ammoniak ( $\text{NH}_3$ ) und „ $\text{N}^2\text{H}^8$ “ Ammonium ( $\text{NH}_4^+$ ) genannt. Nach der damaligen Vorstellung ließen sich weder Amid, noch Ammonium isolieren, was Wackenroder zu folgender Aussage bewegte: „man kann auch die Annahme von Ammonium weglassen, da wir keine Beweise für die Existenz derselben haben,“. An dieser Vorstellung erkennt man, dass hier der elektrochemische Dualismus an seine Grenze gekommen war und der Wechsel über Typen- und Struktur-Theorie zur heutigen Vorstellung über den Aufbau der chemischen Verbindung schon eingeleitet worden war.

#### 6.4.1.4 Die Halogene und ihre Verbindungen

Am ausführlichsten widmete sich Wackenroder verständlicher Weise dem Chlor, dessen Vorstellung als dephlogisierte Salzsäure er darlegte: „Früher glaubte man das Cl sei nichts anderes als Salzs[äu]re, ein höherer Grad der Oxydation,“. Bei seinen Verbindungen nahm die Salzsäure quantitativ eine Sonderstellung ein; bei dem Verhältnis von Gehalt zu Dichte verweist Wackenroder, wie auch Liebig, auf die Untersuchungen von Humphry Davy (1778–1829), dessen Werte er auch übernahm. Wackenroder hielt an der Unterscheidung von Wasserstoff- und Sauerstoffsäuren fest und stellte den sich ankündigenden Vorstellungswechsel nicht näher vor. Ausgiebigen Raum nehmen die Oxide des Chlors und deren Eigenschaften ein.

Auch von dem erst 1826 entdeckten Brom und Jod wurden die wichtigsten Verbindungen beschrieben, wobei dem Jod, das schon Eingang in die Pharmazie gefunden hatte<sup>236</sup>, einen deutlich breiteren Raum gegeben wurde.

Das noch nicht dargestellte Element Fluor, das nur durch sein Vorkommen in seinen Verbindungen bekannt war, ordnet Wackenroder richtig unter die Halogene ein und nannte es ein „hypothetisches Radikal“.

#### 6.4.1.5 Schwefel und seine Verbindungen

Wackenroder behandelte beim Schwefel besonders dessen Eigenschaften, die „**Allotropie**“, und beschrieb das Aussehen der drei Modifikationen sehr korrekt: „Man bezieht diese verschiedenen Zustände auf die Anordnung der Atome des S.“ Berzelius und Gmelin<sup>237</sup> sprachen von zwei Kristallformen und nannten nicht den Begriff Allotro-

236 F. P. DULK (1833), Bd 2, 810 beschreibt hier die Jodtinktur.

237 Vgl. L. GMELIN (1843), Bd 1, 601–604

pie<sup>238</sup>. Liebig beschrieb nur die Erscheinungen<sup>239</sup>. Duflos allerdings definierte in seinem Werk von 1867 Allotropie folgendermaßen:

*„Der farblose und der rothe Phosphor, physisch, wie chemisch so durchaus verschieden, liefern beim Verbrennen in Sauerstoffgas dieselbe Phosphorsäure. Man bezeichnet solche Erscheinungen mit dem Namen Allotropie (von allotropos, anders beschaffen).“*<sup>240</sup>

Den größten Teil in diesem Kapitel nahm die Schwefelsäure ein. Speziell deren großtechnische Darstellungen, aus Eisenkies (Nordhäuser Schwefelsäure = Oleum) sowie das Bleikammer-Verfahren (englische Schwefelsäure) behandelte Wackenroder ausführlich. Auch die Reinigung der technischen Schwefelsäure für pharmazeutische Zwecke und deren Reinheitskriterien und Prüfungen wurden der Zeit entsprechend sehr aktuell und analytisch genau dargelegt.

Beim Schwefeldioxid zeigen die Ausführungen Wackenroders wie seinerzeit viele Molegewichte von Gasen bestimmt wurden, nämlich über das Gasgewicht. Diese Bestimmung funktioniert nur bei Gasen oberhalb des Kritischen Punktes (sogenannte ideale Gase), die also nicht mehr über Druckerhöhung verflüssigbar sind. Diese Gase wurden als „**permanente**“ beschrieben und dieser Zustand ist bei Schwefeldioxid unter 40°C nicht mehr gegeben.

Richtig wird hier auch der Unterschied bei der Bleichung der Pflanzenfarbstoffe durch Schwefeldioxid oder Chlor dargelegt. Wackenroder führte dazu aus: *„Die Entfärbung durch SO<sup>2</sup> beruht meistens [au]f einer Verbindung der SO<sup>2</sup> [mi]t dem Pigment u[nd] ist in dieser Hinsicht total verschieden von der Bleichung [mi]t Cl<sup>2</sup>.“*, die ja die organische Struktur zerstört.

Schließlich finden wir die später unter dem Namen „Wackenroder’sche Flüssigkeit“ bekannt gewordenen Polyschwefelsäuren unter der Bezeichnung „**Zweifachgeschwefelte Unterschwefelsäure**“.

#### **6.4.1.6 Selen und seine Verbindungen**

Wackenroder stellte das Selen als Begleiter des Schwefels vor und beschrieb seine Gewinnung. Er bezog sich hier auf aktuelle Literatur<sup>241</sup> und behandelte die weiteren Verbindungen gemäß dem Wissen seiner Zeit. Im Unterschied dazu beschrieb Liebig nur sehr kurz das Selenoxid, das *„aus gleichen Atomen Selen und Sauerstoff besteht“*<sup>242</sup>. Gmelin nannte diese heute unbekannte Verbindung, stellte sie aber mit einem Fragezeichen als nicht sicher existent dar.<sup>243</sup>

---

238 Vgl. J. J. BERZELIUS (1825), Bd 1, 1. Abt., 211–212

239 Vgl. J. V. LIEBIG (1843), Bd 1, 261–262

240 A. DUFLOS (1867), 83

241 KASTNER’S ARCHIV (1843), 326–331

242 J. V. LIEBIG (1843), Bd 1, 287

chen als nicht sicher existent dar.<sup>243</sup>

Beim Selenwasserstoff zog Wackenroder wieder Vergleiche mit der homologen Verbindung Schwefelwasserstoff, was ihn wieder als vergleichenden Analytiker ausweist.

#### 6.4.1.7 Phosphor und seine Verbindungen

Wackenroder behandelte zunächst das Vorkommen des Phosphors in „*thierischen Substanzen*“, so z. B. als Calciumphosphat in den Knochen und im Fett als damals noch unbekannte Substanzen, den Lecithinen. Fälschlicherweise nahm er auch bei den Proteinen das Vorkommen von Phosphor an, wozu ihn wohl aufgrund „van der Vaal’scher Kräfte“ an Proteinen angelagerten Phosphationen veranlassten.

Den roten Phosphor erkannte er nicht als eigene Modifikation, sondern als einen sauerstofffreien Übergang zu einem Phosphoroxid. Gmelin nannte ihn „rothe Phosphorsubstanz“ und gab ihm die Formel  $P^2O$ .<sup>244</sup> Liebig macht die gleichen Aussagen, so dass man davon ausgehen kann, dass die rote Modifikation des Phosphors seinerzeit noch nicht bekannt war.<sup>245</sup>

Das Phänomen der Phosphorezenz, einer Chemoluminizenz, deren Auftreten in Luft und Ausbleiben im Sauerstoff sowie deren Inhibition durch Spurengase, beschrieb Wackenroder exakt, und ganz ähnlich findet es sich auch heute noch in Lehrbüchern.

Wackenroder widmete sich auch den Oxiden des Phosphors.<sup>246</sup>

**Tab. 6.5 Oxide des Phosphors**

Oxid	Formel bei Wackenr.	Formel bei Liebig	Formel bei Gmelin	heutiger Name
Phosphoroxid	$P^3O$	$P_3O$	$P^2O$	unbekannt
Unterphosphorige Säure	$P^2O$	$P_2O$	$PO$	unbekannt
Phosphorige Säure	$P^2O^3$	$P_2O_3$	$PO^3$	Phosphor-III-oxid
Phosphorige Phosphorsäure	$P^6O^{13}$	Mischoxid $P_6O_{13}$	--	Mischoxid
Phosphorsäure	$P^2O^5$	$P_2O_5$	$PO^5$	Phosphor-V-oxid

Bei der Phosphorsäure (nach heutigem Verständnis Phosphor-(V)-oxid) stellten Wackenroder wie auch Gmelin die unterschiedlichen Hydrate vor, indem beide ortho-, pyro- und meta-Phosphorsäure als c-, b- und a-Form bezeichneten. Liebig verwendete keine Buchstaben zur Klassifizierung, bezog sich aber wie Wackenroder und Gmelin auf

<sup>243</sup> L. GMELIN (1843), Bd 1, 664

<sup>244</sup> L. GMELIN (1843), Bd 1, 560

<sup>245</sup> J. V. LIEBIG (1843), Bd 1, 200–293

<sup>246</sup> Vgl. L. GMELIN (1843), Bd 1, 560–572 und J. V. LIEBIG (1843), Bd 1, 292–295



Veröffentlichungen von Graham. Des Weiteren wurden ausgiebig analytische Betrachtungen angestellt, so z. B. über Verunreinigungen durch Arsen, auf die sich auch Gmelin in seinen Ausführungen bezogen hat. Die verschiedenen Phosphate identifizierte er durch unterschiedliche Fällungsreaktionen, und bei der Phosphorsäure ging er ausführlich auf die Reinheitsprüfung ein.

Aber auch die technische Darstellung der Phosphorsäure aus Knochenasche und deren Reinigung beschrieb Wackenroder ausführlich. Die Phosphorsäure fand sowohl in der Pharmazie, als auch für die technische Chemie Anwendung.

Dem Phosphorwasserstoff gab Wackenroder mit „ $H^6P^2$ “ die richtige Summenformel. Des Weiteren beschrieb er folgende Reaktion :

*„Der  $H^6P^2$  kann [...] [mit] H säuren, so mit  $H^2J^2$  eine x[kri]stallinische Verbindung bilden u[nd] er erscheint in dieser Beziehung als ein Alkali.“*

Es handelt sich hierbei speziell um Phosphoniumjodid ( $PH_4J$ ), ein dem Ammoniumjodid ( $NH_4J$ ) analoges Molekül. Wackenroder zog aber seiner Zeit entsprechend noch keine chemischen Beziehungen in Betracht.

#### **6.4.1.8 Bor und seine Verbindungen**

Dieses Element wurde ähnlich kurz wie bei Liebig abgehandelt. Die Dichtewerte von Boroxid und Borsäure waren bereits sehr genau ( $B_2O_3$  mit  $1,83 \text{ g/cm}^3$  heute:  $1,844 \text{ g/cm}^3$  und  $H_3BO_3$  mit  $1,40 \text{ g/cm}^3$ , heute:  $1,435 \text{ g/cm}^3$ ); hier zeigt sich wieder, wie exakt die physikalischen Daten chemischen Verbindungen von den Wissenschaftlern schon ermittelt werden konnten.

Bei der grünen Borflamme im Alkohol, die auch heute noch zur Analyse angewendet wird, vertrat Wackenroder eine Hypothese, die so nicht bei Liebig oder Gmelin zu finden ist, nämlich dass die Flamme Borsäure-Teilchen mitreißt und sich dadurch färbt. Da die Bildung von Estern der Borsäure noch nicht bekannt war, erscheint dies durchaus plausibel, da dies auch durch das bei der Verbrennung wieder anfallende Boroxid erklärbar wurde.

#### **6.4.1.9 Silicium(Kiesel) und seine Verbindungen**

Auch beim Silicium entsprach der Umfang des vermittelten Wissens ungefähr dem in Liebig's Lehrbuch und folgte auch hier, anders als bei Gmelin, dem Bor. Wackenroder stellte seinen Ausführungen die Diskussion über die Wertigkeit des Oxides voran. Er nannte als Formel die von Berzelius bekanntgemachte  $SiO_3$ , anstatt der heutigen, die schon von Gmelin vorgeschlagen worden war, nämlich  $SiO_2$ .<sup>247</sup> Die Frage, ob Silicium den Metallen oder den Nichtmetallen zuzuzählen ist, diskutierte Wackenroder hingegen nicht; Liebig ordnete es den Nichtmetallen, Gmelin hingegen den Metallen zu. Heute

---

247 Vgl. L. GMELIN (1844), Bd 2, 339

gilt es als Halbleiter und bildet somit einem Übergang von Metall zum Nichtmetall. Es wird bekanntlich wegen dieser Eigenschaft in der Elektronik als Basis für die Chip-Herstellung verwendet. Wackenroders Zurückhaltung zeigt, dass das Wissen, das er vermittelte, auf einer seiner Zeit möglichst breiten wissenschaftlichen Basis stand.

#### 6.4.1.10 Kohlenstoff und seine Verbindungen

Auch beim Kohlenstoff vermittelte Wackenroder das aktuelle Wissen seiner Zeit. Bei den Kohlenstoffvorkommen im Mineralreich gab er die Carbonate, Anthrazit und Graphit an. Ebenfalls beschrieb er bereits den Kohlenstoffkreislauf der belebten Welt richtig, wonach Pflanzen den Kohlenstoff, den sie zum Wachsen benötigen, aus  $\text{CO}_2$  gewinnen, während Tiere, die ihn als Energiequelle zum Stoffwechsel benötigen, wiederum  $\text{CO}_2$  abgeben (vgl. Transkription S. 98).

Eine eigenständige, wenn auch falsche Ansicht vertrat Wackenroder indes bei der Leitfähigkeit des Graphits, die er auf den Gehalt an Metallen zurückführt. Diese Ansicht findet sich weder bei Liebig, noch bei Gmelin oder Berzelius. Die Aussage:

*„Wenn der C verbrennt, so entwickelt [...] eine vollkommen gleiche Quantität an Wärme [...] Der Unterschied liegt einzig u[nd] allein nur in dem gegebenen Zeitraum“*,

zeugt von Wackenroders exaktem physikalischen Wissen.

Breiten Raum nahmen die Aktivkohlen und deren Wirkungsweise ein<sup>248</sup>, die Wackenroder der „**Flächenanziehung**“ zuschrieb. Er beschrieb deren Darstellung aus Holz, Blut, Fleisch und Schwamm ausführlich, da diese Produkte auch medizinische Verwendung fanden und in den gängigen Pharmacopöen behandelt wurden. Auch hier wurden die analytischen Prüfungen als Reinheitskriterien ausführlich vorgestellt.

Bei den Oxiden des Kohlenstoffs wurde das Wissen der Zeit dargelegt, ebenso bei den Kohlenwasserstoffen, zu denen Wackenroder auch Terpentin, den Alkohol, Erdöl sowie Citronenöl zählte. Seiner Zeit entsprechend benannte er Methan ( $\text{CH}_4$ ) als Halbkohlenwasserstoffgas (Sumpfgas, Grubengas oder schlagendes Wetter) mit der Formel  $\text{H}^4\text{C}$  und Ethen ( $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ ) als Einfachkohlenwasserstoff (oelbildendes Gas).

Des Weiteren referierte Wackenroder ausführlich über den Schwefelkohlenstoff. Erstaunlich ist allerdings, dass er die Stickstoffverbindung des Kohlenstoffs, das Cyan, nicht behandelte.

---

248 H. SCHWANERT (1880), Bd 1, 697–704 beschreibt noch 1880 die Tier- und Pflanzenkohlen ähnlich wie Wackenroder und gibt noch quantitative Angaben über das absorbierte Volumen von verschiedenen Gasen pro Gramm Kohle an.

## 6.4.2 Metalle

### 6.4.2.1 Einleitung

Im Mittelpunkt des Wissens über anorganische Verbindungen stehen seit alters her die Metalle. Sie repräsentieren mehr als 80% der Elemente und bildeten die Grundlage für viele chemische Experimente. Die Kunst ihrer Gewinnung und Verarbeitung war kennzeichnend für den erreichten sozialen und kulturellen Stand in der jeweiligen Zeit.

Der bekannte Pharmaziehistoriker Georg Urdang (1882–1960) fertigte seine Dissertation über das Thema „Zur Geschichte der Metalle in den amtlichen deutschen Arzneibüchern“ an und legte darin ihre Bedeutung für die Pharmazie während der sogenannten „anorganischen Periode“ dar. Über die besondere Stellung der Metalle bemerkte er:

*„Auf der Kenntnis der Metalle, ihrer Bearbeitung und Verwertung zu Waffe, Schmuck, Arbeits- und Hausgerät beruht ein so wesentlicher Teil der menschlichen Kultur, daß man bekanntlich die Epoche, aus der Funde die Verwendung von Metallen bekunden, der vorhergehenden primitiven ‚Steinzeit‘ als ‚Metallzeit‘, als den Beginn der Kulturentwicklung im heutigen Sinne entgegenstellt.“*<sup>249</sup>

In Wackenroders Vorlesung nahmen die Metalle eine bevorzugte Stellung ein. Dies geht auch aus der Vorlesungsmitschrift hervor, in der für die Abhandlung der einzelnen Metalle eine recht unterschiedliche Seitenanzahl veranschlagt wurde (vergleiche Tab. 6.6). Obwohl dies nicht unbedingt ein vergleichbares Merkmal darstellt, es handelt sich in der Vorlesungsmitschrift um handgeschriebene Seiten und in den Büchern um gedruckte Seiten, kommt doch ein interessanter Trend zum Ausdruck. Dieser betrifft die Bewertung der Wichtigkeit der einzelnen Metalle und charakterisiert letztlich auch den Wissensstand der drei Naturforscher. Wie aus der Tabelle 6.6 ersichtlich ist, ergibt sich sowohl bei Gmelin als auch bei Liebig eine ähnliche Reihenfolge. Auch bei Dumas verhält es sich annähernd so, allerdings unterteilt er in seinem Lehrbuch, ähnlich wie auch Berzelius, das Wissen über Metalle in verschiedene Bereiche, wie z. B. chemische und technologische Aspekte. Schließlich widmet er den vierten Band ganz der Metallurgie. Einige schon entdeckte, teils durchaus wichtige Metalle, behandelte Wackenroder in seiner Vorlesung nicht; darunter befinden sich die schon bekannten Elemente Arsen, Kobalt, Nickel und Beryllium. Das ist im Falle von Kobalt, Nickel und Beryllium verständlich, da diese Metalle damals keine pharmazeutische Bedeutung hatten. Verwunderlich ist allerdings, dass Arsen und seine Verbindungen sich nicht in Sängers Vorlesungsmitschrift finden, besonders deswegen, weil sich Wackenroder mit deren Analytik ausgiebig beschäftigt haben muss, da er 1852 eine der meistbenutzten Methoden zur

---

249 G. URDANG (1933), 5

Unterscheidung vom Antimon empfohlen hatte.<sup>250</sup>

**Tab. 6.6**      *Seitenumfang der Kapitel zu einzelnen Metallen in der Vorlesungsschrift Wackenroders sowie in den Lehrbüchern Liebig's und Gmelin's:*

<b>Element</b>	<b>Wackenroder</b>	<b>Liebig</b>	<b>Gmelin</b>
Kalium	19,0 Seiten	36 Seiten	70 Seiten
Antimon	16,0 Seiten	26 Seiten	69 Seiten
Quecksilber	13,2 Seiten	29 Seiten	123 Seiten
Eisen	11,5 Seiten	23 Seiten	125 Seiten
Natrium	7,0 Seiten	20 Seiten	47 Seiten
Calcium	6,5 Seiten	15 Seiten	38 Seiten
Zinn	5,5 Seiten	7 Seiten	37 Seiten
Blei	4,2 Seiten	10 Seiten	72 Seiten
Mangan	4,0 Seiten	6 Seiten	50 Seiten
Kupfer	4,0 Seiten	12 Seiten	95 Seiten
Zink	3,5 Seiten	9 Seiten	48 Seiten
Barium	3,5 Seiten	10 Seiten	33 Seiten
Silber	3,0 Seiten	10 Seiten	64 Seiten
Aluminium	3,0 Seiten	4 Seiten	27 Seiten
Magnesium	3,0 Seiten	9 Seiten	33 Seiten
Gold	2,0 Seiten	7 Seiten	44 Seiten
Wismut	1,5 Seiten	5 Seiten	18 Seiten
Strontium	1,0 Seiten	1 Seiten	14 Seiten
Cadmium	1,0 Seiten	2 Seiten	14 Seiten
Lithium	0,8 Seiten	1 Seiten	12 Seiten
Platin	0,5 Seiten	4 Seiten	73 Seiten

Bei der Behandlung der Metalle kommt Wackenroders analytisch geprägter, systematischer Sachverstand zum Ausdruck. So teilte er die Metalle ein in:

1. 'Alkalimetalle' mit **K**, **Na** und **Li**;
2. 'Alkalische Erden' mit **Ba**, **Sr**, **Ca**, **Mg**;
3. 'Metalle, welche auf nassem Wege kein Sulfid bilden und durch S-ammonium<sup>251</sup> gefällt werden als Hydrat' mit **Al** und **Alaunen**;

<sup>250</sup> F. SZABADVÁRY (1966), 184

<sup>251</sup> Gemeint ist eine Lösung von Schwefelammonium [Ammoniumhydrogensulfid (NH<sub>4</sub>)HS], die durch Einleiten von H<sub>2</sub>S in Ammoniak erhalten wurde.

4. *‘Elecktronegative Metalle aus sauren Lösungen als Sulfide mit Schwefelwasserstoff fällbar, aus alkalischen Lösungen nicht fällbar‘* mit **Sn, Hg, Au, Pt** und **Sb**;
5. *‘Erzmetalle, welche auf nassem Wege Sulfide bilden u. in Schwefelkalium unlöslich sind oder el<sup>+</sup><sup>252</sup> Metalle‘* mit **Mn, Fe** und **Zn**
6. *‘Metalle, welche aus sauren und alkalischen Flüssigkeiten durch H<sub>2</sub>S fällbar sind‘* mit **Cd, Pb, Bi, Cu** und **Ag**.

Diese Einteilung weist auf profunde Kenntnisse im analytischen Arbeiten hin. Sie widerspiegelt ansonsten den damaligen Stand des Kationentrennungsganges, dessen Vorstufen von J. F. A. Götting (1753–1809) um 1790 in seinen Büchern „Vollständiges chemisches Probekabinett“<sup>253</sup> und „Handbuch der theoretischen und praktischen Chemie“ beschrieben wurden.

Da Götting auch in Jena lehrte, zeigen sich auch die lokalen Grundlagen auf denen Wackenroder aufbauen konnte. Allerdings haben die Erkenntnisse der Chemie und Pharmazie in den 40 Jahren, die zwischen dem Erscheinen von Göttings Werken und der Vorlesung Wackenroders liegen, so erheblich zugenommen, dass kein direkter Vergleich möglich ist.<sup>254</sup>

W. A. Lampadius, Heinrich Rose (1795–1864)<sup>255</sup> und schließlich Carl Remigius Fresenius (1818–1897)<sup>256</sup> gaben dem Trennungsgang seine heutige Form<sup>257</sup>, und Rose systematisierte unter anderem die Kationenanalyse. Er begann mit der Abscheidung der unlöslichen Chloride (Ag, Hg und Pb), fällte dann im Salzsäuren mit H<sub>2</sub>S und trennte die in Ammoniumsulfid löslichen Sulfide (Au, As, Sb und Sn) ab.<sup>258</sup> Szabadváry bemerkte dazu:

*„Doch begründet der Verfasser [Rose] nirgends eine Einteilung, er erwähnt nicht einmal, nach welchem Prinzip er die Elemente geordnet hat.“<sup>259</sup>*

Anders Wackenroder, er ging moderner vor, so dass man annehmen kann, dass ihm das Lehrbuch von Fresenius aus dem Jahre 1841 „Anleitung zur qualitativen chemischen Analyse“ bekannt war. Allerdings bevorzugte er eine andere Einteilung, die er vermutlich selbst entwickelt hat und die über Rose's „Handbuch der analytischen Chemie“ von 1829 hinausging.

---

252 gemeint sind: elektropositive Metalle

253 G. SCHWEDT (2001) befasst sich mit der Geschichte und dem Inhalt der Probierkabinette, speziell von Götting und Trommsdorff.

254 Vgl. J. F. A. GÖTTING (1790) und (1798–1800)

255 Heinrich Rose war deutscher Apotheker und Chemiker, Assistent bei J. J. Berzelius, Entdecker des Niobiums, vgl. S. ENGELS / R. STOLZ (1989), 339.

256 Carl Remigius Fresenius war deutscher Chemiker und Pharmazeut und Assistent bei J. V. LIEBIG, vgl. S. ENGELS / R. STOLZ (1989), 176.

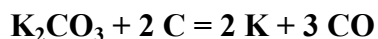
257 F. SZABADVÁRY (1966), 170ff

258 Vgl. S. ENGELS / R. STOLZ (1989), 387 / H. ROSE, (1838), 33–41 / F. SZABADVÁRY (1966), 170ff

259 F. SZABADVÁRY (1966), 186

### 6.4.2.2 Die Alkalimetalle

**Kalium:** Kalium und seine Verbindungen nehmen insgesamt neunzehn Seiten in der Vorlesungsmitschrift ein. Daraus wird ersichtlich, dass Wackenroder diesem Element eine besondere Stellung beimaß. Ausführlich wurden die zwei gängigen Methoden zur Darstellung des Kaliums beschrieben, nämlich die von Humphry Davy (1778–1829) erstmalig 1807 angewandte Methode mittels der voltaischen Säule und die von J. L. Gay-Lussac (1778–1850) und L. J. Thenard (1777–1857) entwickelte Verfahren durch Reduktion mit Kohlenstoff gemäß der Formel<sup>260</sup>:



Die von H. Sängner am Rand der Vorlesungsmitschrift dargestellte Formel (siehe Transkription S. 106) ist richtig, da es sich um Äquivalente handelt.

Wackenroder beschrieb des Weiteren die damals übliche technische Herstellung, die Sängner durch eine Zeichnung am Rand ergänzt (siehe Formelanhang S. 16). Auch verwies er auf eine Arbeit von J. v. Liebig, in der dieser sich über die Zusammensetzung des Destillationsrückstandes äußerte. Die vermutete Summenformel wird als **2K+7CO** angegeben. Bei Liebig heißt es dazu:

*„Durch die Einwirkung der Kohle auf das Kali und die Kohlensäure entsteht Kalium und Kohlenoxydgas, auf 1 At. kohlen-saures Kali mit 2 At. Kohle 3 At. Kohlenoxydgas und 1 At. Kalium ( $\text{CO}^2 + \text{KO}$ ) +  $2\text{C} = 3\text{CO} + \text{K}$ ), oder 9 At. Kohlenoxyd und 3 Atome Kalium. Von diesen 3 At. Kalium verbinden sich 2 At. mit 7 At. Kohlenoxyd zu der erwähnten schwarzen Masse,“<sup>261</sup>.*

Auch hier zeigt sich zwischen den Auffassungen Liebig's und Wackenroder's Übereinstimmung, dies erscheint noch bemerkenswerter wenn man bedenkt, dass Liebig's Lehrbuch erst 1843, also nur zwei Jahre vor dieser Mitschrift, erschienen war.

Wackenroder ging dann näher auf die Oxide des Kalium ein. Er nannte Folgende:

- |  |   |
|--|---|
| 1. <b>Kaliumsuboxyd</b> ( $\text{K}^2\text{O}$ ) | heute: $2\text{K} + \text{K}_2\text{O}$           |
| 2. <b>Kaliumoxyd</b> ( $\text{KO}$ )             | heute: $\text{K}_2\text{O}$                       |
| 3. <b>Kaliumsuperoxyd</b> ( $\text{KO}^3$ )      | heute: $\text{K}_2\text{O}_2 + 2 \text{KO}_2 / 2$ |

Das **Kaliumsuboxyd** entstand nach Wackenroder durch ‚unvollkommene‘ Oxidation, wobei sich ein Gemenge von K und  $\text{K}_2\text{O}$  bilden sollte. Liebig schrieb dazu: „2 At. Kalium und 1 At. Sauerstoff (?). Ist vielleicht ein Gemenge von Kalium und Kali.“<sup>262</sup>. Gmelin ging ebenfalls von einem Gemisch aus, nannte aber keine Formel oder Äquivalente. Dumas erwähnte dieses Oxid überhaupt nicht, während die beiden anderen Oxide mit

<sup>260</sup> E. PILGRIM (1950), 169

<sup>261</sup> J. V. LIEBIG (1843), 348

<sup>262</sup> J. V. LIEBIG (1843), 349

identischen Formeln wie bei Wackenroder beschrieben wurden<sup>263</sup>.

Dem **Kaliumoxyd** aus je einem Äquivalent Kalium und Sauerstoff gab Wackenroder die Formel KO, also nach dem heutigen Verständnis  $K_2O$ , da es sich bei ihm um eine Systematik handelt, die auf Äquivalenten beruhte.

Beim **Kaliumsuperoxyd** handelte es sich gemäß der aufgeschriebenen Formel  $(KO^3)$  um eine Mischung der zwei Peroxide  $K_2O_2$  und  $KO_2$ . Auch Liebig beschrieb dieses Hyperoxid als „*Pomeranzengelbe Masse, welche aus 1 At. Kalium und 3 At. Sauerstoff besteht*“,<sup>264</sup> und nannte die gleichen Darstellungsmethoden wie Wackenroder. Auch Gmelin gab dem Kaliumsuperoxid die identische Formel.

Die auf den ersten Blick logische Vermutung, dass alle drei uns heute bekannten Alkali-oxide  $Me-I_2O$ ,  $Me-I_2O_2$  und  $Me-I-O_2$  von Wackenroder beschrieben wurden, erwies sich bei genauer Betrachtung als nicht haltbar. Es handelt sich hierbei vielmehr um das noch nicht ausgereifte Verständnis für die Unterscheidung zwischen Molekular- und Äquivalentgewicht. Da, wie aus Tabelle 6.2 ersichtlich, die Angaben der Werte auf Äquivalentgewichten beruhen, resultiert daraus die Summenformel KO. Dies war damals üblich, und auch Liebig verwendete hierfür die Formel KO.

Wackenroder beschrieb weiterhin detailliert **Ätzkali** (Kaliumhydroxyd) und dessen wässrige Lösungen. Er verwendete dazu die Formel  $KO + Aq$ ; damit war  $K_2O + H_2O = 2 KOH$  gemeint und erwies sich damit in unserem heutigen Sinne als stöchiometrisch richtig. Die von Wackenroder angegebene Darstellung des Ätzkalis lässt ein hohes Maß an experimenteller Erfahrung erkennen, ebenso die Reinigung und Bereitung von Kaliumhydroxidplätzchen. Die dualistische Interpretation dieser Reaktion mit den Worten „*Es kann durch bloße Erhitzung sein Wasser nicht verlieren, aber natürlich treiben Säuren und überhaupt el.- [negativ-elektrische] Körper das Wasser aus,*“ zeigt, dass Wackenroder Hydroxide, wie damals üblich, als Oxide verstand, an die Wasser angelagert sei. Dumas schrieb dazu:

„*Wir müssen noch einige Worte über die Verbindungen sagen, welche das Wasser mit den Metalloxyden eingehen kann. Proust, der zuerst die Aufmerksamkeit der Chemiker darauf hinleitete, gab ihnen den Namen Hydrate, welcher bezeichnend für ihre Natur ist. Heut zu Tage betrachtet man sie als wahre Salze, in welchen das Wasser die Rolle der Säuren spielt.*“<sup>265</sup>.

Er räumte aber dann dem Kalium- und Natriumoxid eine Ausnahmestellung ein. Wackenroder vertrat zu den Hydroxiden eher die Auffassung von Berzelius, die nicht der von Dumas entsprach, sondern Wasser als angelagertes Molekül verstand.

---

263 J. B. DUMAS (1830), Bd 2, 261f

264 J. V. LIEBIG (1843), 353

265 J. B. DUMAS (1830), Bd 2, 145

Die von Wackenroder angegebene Methode zur Darstellung von **Kalilauge** und **Kaliumhydroxid** aus Pottasche und gebranntem Kalk zeugen auf Grund ihrer Genauigkeit von eigener experimenteller Erfahrung. Wie bei den meisten pharmazeutisch genutzten Substanzen beschrieb Wackenroder auch Prüfungen auf Reinheit; hier den Nachweis von Carbonat (Kohlensäure) mit Calciumoxid, Chlorid mit Silbernitrat, Sulfat mit Bariumchlorid, Calcium mit Oxalat und die Schwermetalle durch Schwefelwasserstoff.

Wackenroder gab verschiedene Methoden der Darstellung von **Kaliumcarbonat** aus Weinstein sowie Methoden zur Prüfung der Reinheit an. Des Weiteren beschrieb er auch die Darstellung des  $K_2CO_3$  (Pottasche) aus Pflanzenasche. Dabei ging er auf die verschiedenen Rohstoffe und Verfahren ein, die dazu angewandt wurden, unter anderem auch auf ein technisches Herstellungsverfahren aus „Nordamerika“, bei dem durch Zusatz von Ätzkalk Pottasche bereitet wurde. Durch Zusatz von Calciumoxid wird Sulfat und Phosphat entfernt. Dabei bildet sich aber gleichzeitig aus Kaliumcarbonat Kaliumhydroxid, das eine stärkere ätzende Wirkung zeigt. Liebig führte Ähnliches aus:

„Amerikanische Pottasche wird durch Zusatz von Kalk bereitet, und ist darum weit ätzender.“<sup>266</sup>

Ebenso behandelte Wackenroder eine Methode, die die angehenden Apotheker im praktischen Teil ihrer Ausbildung nacharbeiten konnten. Dazu wurde Weinsteinsalz (Kaliumhydrogentartrat) mit Stärke in einem Tiegel gegläht. Wackenroder stellte hier profunde Kenntnisse unter Beweis (siehe Transkription S. 124 und 125), auf die auch Gmelin bei seinen Aussagen über die Reinheit verschieden gewonnener Kaliumcarbonate verwies.<sup>267</sup>

Wackenroder stellte seinen Studenten auch das **Kaliumhydrogencarbonat (Zweifach kohlen-saures Kalium,  $KO,2CO^2 + aq$ )** vor. Der Satz: „das Wasser ist zu seinem Bestehen notwendig es entweicht mit dem Wasser zugleich  $CO^2$ ;“ zeigt, wie die dualistische Theorie das chemische Denken Wackenroders noch prägte.

Wackenroder behandelte ferner ausgiebig **Kaliumnitrat**, das unter anderem für die Schießpulverherstellung benötigt wurde. Auch hier vermittelte er seinen Schülern das aktuelle Wissen seiner Zeit, wenn er, ähnlich wie Gmelin auf zwei Vorkommen hinwies, nämlich das Ostindische, dessen Entstehung er aus Exkrementen beschreibt und das auf Salpeterplantagen gewonnene.

Liebig beschrieb diese Verfahren auch und benutzte die analogen Begriffe, wie z. B. „Nitrum crudum“ für rohen Salpeter.<sup>268</sup>

Wackenroder gab in seiner Vorlesung zugleich wichtige Hinweise für die Herstellung

266 J. V. LIEBIG (1843), 374f

267 L. GMELIN (1844), Bd 2, 20–22; hier wird auf Wackenroder, sowohl bei analytischen Fragen, als auch bei den Reinheitskriterien verwiesen.

268 Vgl. L. GMELIN (1843), Bd 1, 68 und J. V. LIEBIG (1843), 354



von Schießpulver an, wobei für ihn das „*Mischungsverhältnis den größten Einfluss*“ hatte; nannte aber im Gegensatz zu Gmelin nicht die genaue Zusammensetzung. Wackenroder erklärte ebenfalls die Reaktionsprodukte beim Zünden des Schießpulvers, nämlich  $\text{CO}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{N}$  und  $\text{NO}$  und bezog sich dabei auf die Franzosen Gay-Lussac und Dumas. Auch in diesem Bereich zeigte Wackenroder universelles Wissen, das er den angehenden Apothekern vermitteln wollte.

**Natrium:** Wackenroder verwies bei der Behandlung der Darstellung des Natriums auf das homologe Kalium und ging ebenfalls auf dessen Oxide ein. Beim **Natriumsuboxyd** und **Natriumoxyd** nannte er die gleichen Äquivalente wie beim Kalium, beim **Natriumsuperoxyd**, dem er die Formel  $\text{Na}_2\text{O}_3$  (nach heutiger Schreibweise:  $\text{Na}_4\text{O}_3$ ) gab, wählte er indessen ein anderes Verhältnis als beim Kalium; es ist hier eine Mischung zweier Oxide gemeint ( $\text{Na}_4\text{O}_3 = \text{Na}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{O}_2$ ). Auch daran wird deutlich, dass die Bestimmung so schwierig handhabbarer Substanzen wie der Peroxide oder deren Mischung mit Oxiden die analytischen Möglichkeiten der damaligen Zeit überstieg. Gmelin gab lediglich für das Oxid die Äquivalentformel  $\text{NaO}$  an, die anderen beiden Oxide wurden von ihm nicht durch eine Formel spezifiziert.<sup>269</sup>

Bei der Darstellung des **Aetznatrons** verwies Wackenroder ebenfalls auf die Bereitung des Ätzkalis und gab eine kurze Beschreibung der Herstellung aus Natriumcarbonat mittels gebranntem Kalk (Formel:  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaO} = 2 \text{NaOH} + \text{CaCO}_3$ ). Dabei handelte es sich um eine damals übliche Darstellungsmethode.

Der Analytiker Wackenroder weist ferner bei der quantitativen Eisen-Bestimmung auch auf die Vorteile von Natronlauge gegenüber der Kalilauge hin:

*„Es ist deshalb bequemer weil man kein Chlor darin hat, weil  $\text{SiO}^3$  nicht leicht hinein kommt und weil auch die  $\text{CO}^2$  der Luft nicht so schnell scheint aufgenommen zu werden.“*

Auch hier wird deutlich, über wie viel experimentelle Erfahrung, besonders in der quantitativen Analyse, Wackenroder verfügte. Bei der quantitativen Eisen-Bestimmung sollte in den Fällungsreaktionen, in denen das Eisen als Eisen-III-oxid bestimmt wird, auf die Abwesenheit der Silikate, Carbonate und Chloride geachtet werden, da diese Verunreinigungen entweder mit ausfallen, wie beim Silikat, oder die Fällung stören.

Wackenroder widmete sich sodann ausführlich einer der gebräuchlichsten chemischen Verbindung, dem **Kochsalz**. Er unterschied die verschiedenen Arten des Steinsalzes an Hand ihres hygroskopischen Verhaltens, das unter anderem durch das Zerplatzen der Natriumchlorid-Kristalle beim Erhitzen festgestellt werden sollte (Dekripitation). Über den Wassergehalt des damals gebräuchlichen Kochsalzes, das durch Trocknung in Grädierwerken erhalten wurde, berichteten Wackenroder und Liebig in nahezu gleicher

---

269 L. GMELIN (1844), Bd 2, 73

Weise<sup>270</sup>. Der Wassergehalt konnte sowohl in seiner Konzentration (3-5 %), als auch in Form des „Verknisterungswassers“ festgestellt werden. Allerdings erfolgte in der Vorlesungsmitschrift kein Hinweis, dass das Natriumchlorid nicht hygroskopisch ist, sondern nur das anhaftende Magnesiumchlorid<sup>271</sup>, was dem damaligen Wissensstand durchaus bereits entsprach. Dumas schrieb:

*„An der Luft verändert sich das Chlornatrium nicht, wenn es ganz rein ist; das käufliche dagegen zerfließt wegen des Gehaltes an Chlormagnesium oder anderen Salzen.“*<sup>272</sup>

Wackenroder ging ferner auf die sogenannten Doppelsalze ein, bei denen es sich nach heutigem Verständnis um Komplexionen des Types  $[\text{Me-II-Cl}_4]^{2-}$  handelt. Er erklärte deren Konstitution mit Hilfe der dualistischen Theorie und dem damaligen Verständnis von Salz, Säure und Base. So führte er unter anderem aus:

*„Das  $\text{NaCl}^2$  verhält sich gegen einige Chloride als wie Salzbasis, es gibt Doppelchlorid kann aber unmöglich zu den auflösenden Oxyden gewertet werden weil wir es von Alters her Salz nennen.“*

Wackenroder nutzte dieses Verhalten zur Erklärung des Salzcharakters der Chloride, ebenso Berzelius:

*„Das Vorhandensein dieser Doppelsalze zeigt genügend, wie unrichtig es sein würde, die Haloidsalze nicht als Salze zu betrachten.“*<sup>273</sup>

Auch Dumas vertrat diese Ansicht anhand anderer Beispiele, so z. B. an dem  $\text{SnCl}_4^{2-}$ -Komplex. Liebig, der moderner war, bewies den Salzcharakter des Kochsalzes nicht mehr mit Hilfe der „Doppelsalz“-Bildung, was seine Abneigung gegen die dualistische Vorstellung belegt.

Als weitere Natriumverbindung wird **Natriumhypochlorid** vorgestellt ( $\text{NaO} + \text{Cl}^2\text{O}$ , heute:  $2 \text{NaClO}$ ), wobei hier vor allem dessen Darstellung im Laboratorium und die entfärbende Wirkung auf Indigo behandelt werden. Allerdings nutzte Wackenroder noch nicht die Gelegenheit, die quantitative Bestimmung der Hypochloride zu erklären. Dies tat er allerdings beim Chlorkalk, der damals größere technische Bedeutung hatte und in erheblichen Mengen produziert wurde.

Wackenroder widmete sich ausführlich dem **Natriumcarbonat**. Dabei war mit dem ‚einfachsauen‘ mit der Formel  $\text{NaO} + \text{CO}^2 + 10\text{aq}$  das Decahydrat des Salzes gemeint. In der Schmelze entstanden nach Wackenroder Kristalle mit acht oder fünf  $\text{H}_2\text{O}$ , die nach heutiger Sicht so nicht existieren. Die nach unserem Wissen bestimmbaren Kristallformen mit ein und sieben Teilen Kristallwasser verlieren allerdings mit steigender Temperatur gleichmäßig ihr Wasser, so dass ihre Bestimmung mit den damaligen Me-

270 J. V. LIEBIG (1843), Bd 1, 586

271 D. TUTZKE (1980), 938

272 J. B. DUMAS (1830), Bd 2, 316

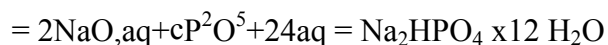
273 J. J. BERZELIUS (1825), Bd 1, 715

thoden als sehr schwierig anzusehen ist. Das Decahydrat geht ab 32,5 °C ins Heptahydrat und dieses ab 35,4 °C ins Monohydrat über, das wiederum ab 107 °C sein Wasser verliert<sup>274</sup>. Wackenroder benannte auch die Temperaturen, bei denen eine Änderung der Kristallwasserverhältnisse eintreten würde. Allerdings war nur der Übergang zum wasserfreien Natriumcarbonat (Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) mit 100 °C (heute 107°C) hinreichend genau erfaßt. Gmelin beschrieb Natriumcarbonat mit einem, fünf, sechs, acht, und zehn Teilen Kristallwasser. Dabei ist zu beachten, dass damit kein Kristalltyp gemeint war, sondern auf die stöchiometrische Zusammensetzung hingewiesen werden sollte.

Wackenroder stellte des Weiteren die ‚ursprüngliche‘ Darstellung des Natriumcarbonats aus Pflanzen, die auf natriumhaltigen Böden wachsen, vor und nannte die selben Orte und Pflanzen wie Gmelin<sup>275</sup>. Ausführlich behandelte er schließlich das ‚Leblanc-Verfahren‘, allerdings ohne den Namen des Entdeckers zu nennen. Die angegebenen Reaktionsmengen mit 100 Teilen Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> und 100 Teilen CaCO<sub>3</sub> und 50 Teilen C entsprachen nahezu den Angaben von Liebig: *„Man mengt 20 Theile wasserleeres Glaubersalz mit 21 Theilen Creide und 10 Theilen Kohle aufs innigste,“*<sup>276</sup>.

Bemerkenswert sind auch Wackenroders Ausführungen über die Phosphate des Natriums. Er unterschied vier Verbindungen:

**1. Phosphorsaures Natron**



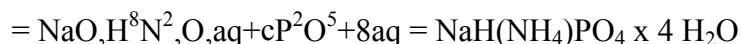
**2. biphosphorsaure Salz**



**3. Zweifach phosphorsaures Natron**



**4. Phosphorsaures Ammoniaknatron**



Wie auch Liebig beschrieb Wackenroder die Herstellung des phosphorsauren Natron aus Knochenerde. Das biphosphorsaure Salz bezeichnete Liebig schon mit dem heute gebräuchlichen Namen Pyrophosphorsäure<sup>277</sup>. Die beiden anderen Salze nannte er jedoch in gleicher Reihenfolge wie Wackenroder, der an dieser Stelle allerdings nicht das Metaphosphat vorstellte. Dieses wurde von ihm vielmehr beim Phosphor abgehandelt, so dass man auch bei der Behandlung der Phosphate davon ausgehen kann, dass sich beide Lehrer auf einem ähnlichen Wissensstand befanden.

Wackenroder stellte allerdings ausführlicher als Liebig die Anwendung des

---

274 A. F. HOLLEMAN / N. WIBERG (1985), 942

275 L. GMELIN (1844), Bd 2, 78

276 J. V. LIEBIG (1843), 396

277 J. V. LIEBIG (1843), 394

$\text{NaH}(\text{NH}_4)\text{PO}_4$  als Reagenz zur Phosphorperle vor, die sich durch ihre unterschiedliche Färbung zur Bestimmung von Metalloxiden eignet. Diese qualitative Analysenmethode wurde seinerzeit bevorzugt genutzt, um einzelne Metalle zu bestimmen. Auch hier zeigt sich, dass Wackenroder auf die analytische Ausbildung der Apotheker größten Wert legte.

Wackenroder behandelte ferner **Borax**, dessen Formel „ $\text{NaO}, 2 \text{BO}^3 + 10 \text{aq}$ “ auch von Liebig angegeben wird.<sup>278</sup> Beide beschrieben ebenfalls das Meta-Borat als ‚wasserleeres‘ (wasserfreies) Borax, wobei sich der Unterschied zur heutigen Formel  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \times 10 \text{H}_2\text{O}$  wiederum aus dem noch nicht gefestigten Verständnis von Atom- und Äquivalentgewichten ergibt.

**Lithium:** Wackenroder behandelt in seiner Vorlesung auch das Lithium, dessen damaliges Symbol mit L angegeben wurde. Die metallischen Eigenschaften des Lithiums konnte er in seiner Vorlesung noch nicht erwähnen, da das 1817 von Johan August Arfwedson (1792–1841)<sup>279</sup> und Berzelius entdeckte Element erst 1855 durch Robert Wilhelm Bunsen und dessen Schüler Augustus Matthiessen (1831–1871)<sup>280</sup> durch Elektrolyse von geschmolzenem **Lithiumchlorid** in größeren Mengen dargestellt werden konnte<sup>281</sup>. Wackenroder stellte deshalb die Verbindungen des Lithium in den Vordergrund, insbesondere **Lithiumoxyd** und **-peroxyd** sowie Chlorid, Carbonat und Phosphat. Er behandelte diese Verbindungen ausführlicher als Liebig. Speziell **Lithiumphosphat** verglich Wackenroder mit Magnesiumphosphat. Hier erkannte er intuitiv die „Schrägbeziehung“ der Elemente Lithium / Magnesium im erst um 1870 aufgestellten Periodensystem. Diese erklärt sich durch die vergleichbaren Ladungsdichten von Lithium und Magnesium<sup>282</sup>. Auch Liebig setzte, im Unterschied zu Gmelin, **Lithiumphosphat** mit den Erdalkaliphosphaten in Beziehung: „*Es macht den Uebergang von den reinen zu den erdigen Alkalien aus.*“<sup>283</sup>, ebenso Berzelius<sup>284</sup>. Dumas verwies auf den Unterschied zu den anderen Alkali-Metallen und schrieb: „*daß sie mit Phosphorsäure ein schwer auflösliches Salz bilden.*“<sup>285</sup>.

#### 6.4.2.3 Erdalkalimetalle:

Besonders ausführlich behandelte Wackenroder in seiner Vorlesung die ‚*Alkalischen Erden*‘, also die **Erdalkalimetalle**, mit den Elementen Barium, Strontium, Calcium und

278 J. V. LIEBIG (1843), 332–333

279 Johan August Arfwedson war ein schwedischer Chemiker und Industrieller, sowie Schüler von Berzelius, vgl. hierzu E. PILGRIM (1950), 201.

280 schwedischer Chemiker

281 S. ENGELS / A. NOWAK (1983), 111

282 A. F. HOLLEMAN / N. WIBERG (1985), 929

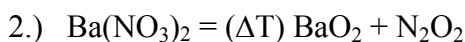
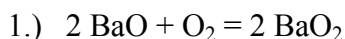
283 J. V. LIEBIG (1843), 402

284 J. J. BERZELIUS (1826), Bd 2, 57

285 J. B. DUMAS (1830), Bd 2, 324

Magnesium. Das schon 1797 von Louis Nicolas Vauquelin (1763–1829) entdeckte und 1828 von Wöhler dargestellte Beryllium (damals Glycinium bzw. auch Glycium wegen seines süßen Geschmacks) fand jedoch in seiner Vorlesung noch keine Erwähnung, wahrscheinlich auch deswegen, weil es durch seine ausgeprägte Schrägbeziehung zum Aluminium nicht zu den Erdalkalimetallen gerechnet wurde. Nach Liebig: „*verhält sich das Glycium dem Aluminium größtenteils analog.*“<sup>286</sup>. Erst nach der Aufstellung des Periodensystems der Elemente und der Bestimmung der Ladungsdichten konnte hier in der Wissenschaft Klarheit geschaffen werden.

Beim **Barium**, sowie den übrigen Elementen dieser Gruppe, sind die von Wackenroder angegebenen Formeln wieder vertrauter, da das Äquivalentgewicht zum Molgewicht ins Verhältnis gesetzt wurde. Es folgten nach der Beschreibung des Metalles - wie bei Wackenroder üblich - die zwei Oxide des Bariums, **Bariumperoxyd**, dessen Darstellung er nach folgenden Methoden angibt:



und **Bariumoxyd**. Dem schließt sich eine Beschreibung des Barytwassers mit der Prüfung auf Reinheit an, was auf dessen Verwendung als Reagenz schließen lässt. Auch Gmelin behandelte beide Oxide und deren Darstellung<sup>287</sup>.

Beim **Bariumsulfat** - ‚Schwefelsaures Baryt‘ genannt - erwähnte Wackenroder unter anderem die Löslichkeit in Schwefelsäure. Bei Fällung aus salpetersäurehaltiger Lösung sollte es seiner Ansicht nach zur Bildung von Doppelsalzen kommen. Gmelin verwies in seinem Lehrbuch bei der Analytik von Bariumsulfat auf Wackenroder:

*„Fällt man aus einer wässrigen Flüssigkeit den Baryt durch Schwefelsäure oder schwefelsaures Salz, so reißt der schwefelsaure Baryt oft andere in der Flüssigkeit enthaltenen Salze mit sich nieder“.*

Hier wurden Wackenroders analytische Untersuchungen somit als beispielgebend angesehen.

In seinen weiteren Ausführungen wurde von Wackenroder das unterschiedliche Verhalten des Bariumsulfates gegenüber Alkalicarbonaten im wässrigen Zustand und in der Schmelze beschrieben. Es handelt sich hierbei um das Prinzip der Reaktion, die den Soda-Aufschluss ermöglicht.



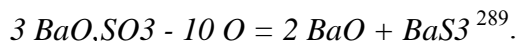
Ferner beschrieb Wackenroder die Rückreaktion im wässrigen Medium, die durch das geringere Löslichkeitsprodukt des Bariumsulfats hervorgerufen wird, ohne allerdings eine weiterführende Erklärung geben zu können.

---

286 J. V. LIEBIG (1843), 345

287 L. GMELIN (1844), Bd 2, 133ff

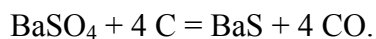
Ausführlich behandelte Wackenroder **Bariumsulfid** - ‚Schwefelbaryum‘ - sowie dessen Darstellung aus Bariumsulfat.<sup>288</sup> Die Bedeutung, die dem Bariumsulfid und seiner Darstellung damals zukam liegt darin begründet, dass man aus dem schwerlöslichen Sulfat die löslichen Salze des Bariums erhalten konnte. Speziell Bariumchlorid und Bariumnitrat waren für die Analyse von Sulfaten, z. B. in Mineralwässern, unersetzlich. Gmelin beschrieb diese Reaktion wie folgt:



Wackenroder gab folgende Gleichung an:



Die heute gebräuchlichen Reaktionsgleichungen lauten je nach Kohlenstoffangebot entweder



Die damals unterschiedlichen chemischen Gleichungen ergeben sich aus den verschiedenen Darstellungsweisen, die zu keiner vollständigen Umsetzung der Reaktion führten, so wie dies nach heutigem Wissensstand gesehen und dargestellt werden kann.

Bei **Bariumchlorid** erfolgte auch ein Hinweis auf dessen Giftigkeit. Wackenroder stellte die grüne Flammenfärbung der alkoholischen Lösung vor und verglich sie mit der roten Flammenfärbung des Strontiums und des Calciums. Liebig erwähnte hingegen die grüne Flamme nicht. Dafür beschrieb er aber eine Reinheitsprüfung, bei der Strontium eine purpurrote Flamme ergibt.<sup>290</sup> Wackenroder bewies hier wiederum eindrucksvoll seine analytische Kompetenz.

Bei **Strontium** wurden das Superoxid, das Oxid, das Sulfat und das Chlorid erwähnt. Interessant sind hier Betrachtungen über die unterschiedliche Löslichkeit der Erdalkali-metallsulfate; deren Vergleich auf reiche analytische Erfahrung schließen lässt. Gmelin stellte fest: „Auch eine Gypslösung fällt die Strontiansalze.“<sup>291</sup> und äußerte sich somit ähnlich wie Wackenroder, der bemerkte: „Die nicht zu verdünnten SrO flüssigkeiten geben (mit) Gypslösung eine Trübung (von) SrO+SO<sub>3</sub>.“.

Auch beim **Strontiumchlorid** und **-nitrat** stellte Wackenroder Vergleiche zu den jeweils anderen Erdalkalisalzen an.

Beim **Calcium** begann Wackenroder mit einem Hinweis auf die Ähnlichkeit der Erdalkalien und schrieb „Calcium [...] verhält sich übrigens chem. ganz analog den Ba (und) Sr denen es jedoch in der chem. Verwand[t]schaft eng folgt.“, woraus die

288 J. V. LIEBIG (1843), 409

289 Hier gibt Gmelin das Reduktionsmittel Kohlenstoff in der Formel gar nicht an, sondern zieht, wie in einer Rechnung, nur den Sauerstoff ab.

290 J. V. LIEBIG (1843), 407

291 L. GMELIN (1843), Bd 1, 172

*Sr denen es jedoch in der chem. Verwand[t]schaft eng folgt.*“, woraus die Kenntnis und Akzeptanz der Döbereiner'schen Triaden ersichtlich wird. **Calciumoxyd** und **Kalkwasser** wurden ausgiebig behandelt, da diese damals als Baustoff, Rohstoff, Reagenz und Arzneimittel Verwendung fanden. Wackenroders Beschreibungen waren exakt, zeigten universelles chemisches Wissen und vielseitige Laborerfahrung. Bei der Analyse des **Calciumsulfates** wurde Wackenroder von Gmelin sogar zitiert.<sup>292</sup>

Wackenroder nutzte bei der Behandlung des **Calciumhypochlorids** die Gelegenheit, um auf eine der ersten quantitativen Bestimmung einzugehen. Diese beruhte auf der entfärbenden Wirkung des Hypochlorids auf den Farbstoff Indigo. Er machte über deren Anwendung folgende Aussage: *„man wendet Indigolösung von bestimmter Stärke an.“*. Diese Reaktion war eine der ersten volumetrischen Methoden überhaupt. Auch Liebig beschrieb sie nahezu identisch:

*„Man erkennt die Güte des unterchlorigsaurem Kalks am besten an seiner entfärbenden Eigenschaft der Indigosolution.“*

und verwies des Weiteren auf Heinrich Rose. Dieser behandelte die Methode bei den Verbindungen der *„unterchlorichten Säure“* und nannte Gay-Lussac als Quelle.<sup>293</sup> Sehr genau beschrieb ferner Dumas diese Reaktion:

*„Ein Volum dieser Flüssigkeit (NaOCl-Lsg.) muß, wenn sie gehörig bereitet worden, achtzehn Volume schwefelsaure Indigoauflösung entfärben, von welcher tausend Theile einen Theil feinen Quatimalindigo enthalten.“*<sup>294</sup>

Bei Gmelin hingegen war die Methode der quantitativen Hypochlorid-Bestimmung noch nicht zu finden. Obwohl diese schon seit 1789 bekannt war<sup>295</sup>, stand sie bei den deutschen Chemikern weniger im Vordergrund als z. B. bei den französischen Kollegen. In deutschen Pharmakopöen wurde die Indigo-Methode nur einmal, nämlich 1835 in der Hamburger vorgeschlagen.<sup>296</sup> Der Grund könnte um die Mitte des 19. Jahrhunderts in einer gewissen Rückständigkeit der deutschen chemischen Industrie liegen.

Obwohl Wackenroder keine direkten Vergleiche in Bezug auf Löslichkeiten und Reaktionen zwischen Barium, Strontium oder Calcium zog, behandelte er das **Magnesium** unter den Erdalkalien. Die Unterschiede im Verhalten zu den anderen Erdalkalien begründen sich aus der Schrägbeziehung der Elemente, die im Vergleich zum Beryllium zwar gering, aber auch hier noch durchaus wirksam ist. Er beschrieb die Darstellung des Magnesiums nach der von Wöhler angewandten reduktiven Umsetzung von Magnesiumchlorid mit Kalium, ging jedoch noch nicht auf die von H. Davy 1808 erstmals durchgeführte Gewinnung des Magnesiums mittels Schmelzflusselektrolyse

---

292 L. GMELIN (1844), Bd 2, 200

293 H. ROSE (1838), Bd 2, 566

294 J. B. DUMAS (1830), Bd 2, 321

295 F. SZABADVÁRY (1966), 223

296 H. M. REAL (1970), 120–123

durchgeführte Gewinnung des Magnesiums mittels Schmelzflusselektrolyse ein. Wackenroder widmete sich auch dem **Magnesiumoxyd** und dessen Darstellung sowie dessen Prüfung auf Reinheit. Er erkannte richtig die größere Neigung des Magnesiums, Doppelsalze zu bilden, ein Effekt, der auf die schon erwähnte Schrägbeziehung zum Aluminium hinweist.

Des Weiteren stellte er zum Nachweis von Magnesium die Reaktion mit  $\text{Na}(\text{NH}_4)\text{HPO}_4$  zum  $\text{Mg}(\text{NH}_4)\text{PO}_4$  vor, die auch noch heute im Kationen-Trennungsgang angewendet wird.

Beim **Magnesiumcarbonat** legte Wackenroder die Darstellung mittels Natriumcarbonat aus Abraumsalzen der Kochsalzgewinnung sowie deren Prüfung auf Reinheit dar. Ebenfalls relativ breit behandelte er das **Magnesiumsulfat** – „*Schwefelsaure Talkerde*“ oder „*Bittersalz*“ genannt –, das wegen seiner abführenden Wirkung auch für pharmazeutische Zwecke von Bedeutung war.

Beim **Magnesiumchlorid** zeigte sich wieder Wackenroders Vermögen zur exakten Beschreibung chemischer Phänomene, beispielsweise das von ihm beobachtete Entweichen von  $\text{HCl}$  beim Eindampfen der Salzlösung, das zur Bildung eines Oxychlorids führt. Dabei ging Wackenroder von einer Stabilisierung des Magnesiumchlorids durch die Anwesenheit von Alkalichloriden aus. Der erste Effekt erklärt sich aus der vorhandenen Neigung des Magnesiumchlorids zur Hydrolyse, die aber deutlich schwächer als beim Aluminiumchlorid ist, der zweite durch die stabilisierende Bildung von  $[\text{MgCl}_4]^{2-}$ , den Chloro-Komplexionen. Ähnliche Aussagen über das Magnesium finden wir sowohl bei Gmelin als auch bei Liebig.<sup>297</sup>

Wackenroders Feststellung, dass magnesiumhaltiges Salz (Meersalz) beim Pökeln eine stärkere Wirkung hat, findet sich heute nicht mehr in der chemischen Fachliteratur. Hier ging er von der Annahme aus, dass der hohe Magnesiumgehalt anstatt der sich im Meersalz befindenden Nitrat-Spuren für diesen Effekt verantwortlich sein müsste.

#### 6.4.2.4 Aluminium

Wackenroder stellte als nächste Gruppe „*Metalle welche auf nassem Wege kein Sulfid bilden und durch S ammonium gefällt werden als Hydrat*“ vor. In dieser Gruppe behandelte er nur das Aluminium, jedoch nicht die anderen in dieser Gruppe einzuordnenden Metalle, wie z. B. Chrom oder Beryllium. Da diese Elemente in der Pharmazie kaum von Bedeutung sind, ist es verständlich, dass Wackenroder in seiner Vorlesung nicht näher auf sie einging.

**Aluminium:** Wackenroder beschrieb hier die 1827 von Wöhler durchgeführte Darstellung mittels reduktiver Umsetzung von Aluminiumchlorid mit Kalium ( $\text{AlCl}_3 + 3 \text{ K} = \text{Al} + 3 \text{ KCl}$ ). Allerdings hatte Wöhler erst im Jahre der Mitschrift regulinisches Alumi-

---

297 Vgl. L. GMELIN (1844), Bd 2, 237 und J. v. LIEBIG (1843), 431



nium dargestellt, zuvor gelangte er lediglich zu einem unreinen und sehr feinen metallischen Pulver.<sup>298</sup> Das **Aluminiumoxyd**, die sogenannte „*Alaunerde*“, behandelte Wackenroder korrekt, wobei er auch auf dessen Vorkommen im Ton, in Mineralien und im Porzellan hinwies. Er nutzte hier die Gelegenheit um zu erklären, woran man ein gutes Porzellan, speziell für den Laborgebrauch, erkennen könne. Auch bei diesem Thema zeigt sich, dass er auch wichtige praktische Aspekte des chemischen Arbeitens berücksichtigte. Wackenroder ging in seiner Vorlesung didaktisch folgerichtig vom **Aluminiumsulfat** über zum **Alaun**, dem schon in der Antike bekannten Namensgeber des Aluminiums. Er gab eine Typisierung der Alaune, die sich nach heutigem Wissen aus einem einwertigen und dreiwertigen Sulfat nach folgender Formel  $\text{Me} + \text{Me}^{3+}(\text{SO}_4)_2 \times 12 \text{H}_2\text{O}$  zusammensetzen und die Wackenroder, nach damaligem Verständnis als isomorph betrachtete. Liebig behandelte den Alaun jedoch nicht im Zusammenhang mit Kalium und stellte, wie auch Gmelin<sup>299</sup>, keine Bezüge zu isomorphen Verbindungen dar.<sup>300</sup>

Auch beim **Aluminiumchlorid** kann man Wackenroders praktische Erfahrung erkennen, wenn er die damals aktuelle Darstellung aus einer Aluminiumoxid / Kohlenstoff-Mischung durch Hinüberleiten von Chlor beschrieb. Es verflüchtigt sich bei diesem noch heute gängigen Verfahren Aluminiumchlorid (heutige Reaktionsgleichung:  $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3 \text{C} + 3 \text{Cl}_2 = 2 \text{AlCl}_3 + 3 \text{CO}$ ). Zwar ist reines Aluminiumchlorid nicht, wie bei ihm erwähnt, flüssig, doch den Siedepunkt erfasste er recht genau (200 °C anstelle 180 °C). Liebig charakterisierte es ebenfalls als: „*dichte oder undeutlich kristallinische, blaß grünlich gelbe, durchscheinende und flüchtige Masse*“, gab aber keine weiteren Daten an; Gmelin nannte einen Siedepunkt zwischen 180 und 185 °C<sup>301</sup>. Wackenroder verglich auch hier wieder ähnliche Verbindungen, nämlich Aluminiumchlorid mit Magnesiumchlorid, die beide beim Kochen in Wasser Salzsäure abgeben. Solche Vergleiche weisen auf ein chemisch-analytisches Betrachten der beobachteten Phänomene hin und deuten auf seine Erfahrungen in der analytischen Chemie.

Beim **Ultramarin**, dem blauen schwefelhaltigen Natriumaluminiumsilikat mit der heute gebräuchlichen Formel  $\text{Na}_4[\text{Al}_3\text{Si}_3\text{O}_{12}]\text{S}_3$ , vermochte Wackenroder keine sichere Zusammensetzung anzugeben, aber er beschrieb wie Liebig<sup>302</sup> seine Darstellung aus Kaolin,  $\text{SiO}_2$  und  $\text{Na}_2\text{S}$ . Ultramarin, dessen Farbe vom Lasurstein bekannt war, konnte erst 1826/1828 von Jean-Baptiste Guimet (1795–1871) und Christian Gottlob Gmelin (1792–1860) unabhängig voneinander hergestellt und beschrieben werden. Hier zeigt sich welches umfassende Wissen Wackenroder in seiner Vorlesung einbrachte und dass er die vielfältigsten Aspekte der anorganischen Chemie, wie auch die der Pigmente,

---

298 S. ENGELS / A. NOWAK (1983), 137

299 L. GMELIN (1844), Bd 2, 307–310

300 J. V. LIEBIG (1843), B.1, 381

301 J. V. LIEBIG (1843), Bd 1, 343 und L. GMELIN (1844), Bd 2, 301

302 J. V. LIEBIG (1843), Bd 1, 402; unter Natrium gegliedert

berücksichtigte. Des Weiteren wird deutlich, dass er großen Wert darauf legte, die damals wichtigen technischen Verfahren seinen Studenten nahezubringen, obwohl diese, nach heutigem Verständnis, nicht zum pharmazeutischen Lehrstoff gehören.

#### 6.4.2.5 Zinn, Quecksilber, Gold, Platin und Antimon

Als nächste Gruppe behandelte Wackenroder „**Metalle, die aus sauren Lösungen mit  $H^2S$  gefällt werden und nicht aus alkalischen**“. Dazu zählte er Zinn, Quecksilber, Gold, Platin und Antimon. Hier zeigte sich wiederum, dass Wackenroder den „Trennungsgang“, den Carl Remigius Fresenius kurz zuvor in seiner „Anleitung zur qualitativen chemischen Analyse“ ausführlich dargelegt hatte, nicht unverändert in seine Vorlesung übernommen hatte, sondern wohl eine eigene Systematik erarbeitet hatte. Doch besteht vielfach Übereinstimmung, da bis auf das Quecksilber die Metalle auch bei Fresenius in einer analytischen Gruppe, nämlich der sechsten, eingeordnet wurden.<sup>303</sup> Liebig unterschied in seinem Lehrbuch allerdings nur **leichte** und **schwere** Metalle. Ähnlich klassifizierte Gmelin die Metalle und gliederte dann die schweren in **edel** und **unedel**, die er wiederum in **spröde** und **dehnbare** Metalle unterteilte. Heinrich Rose zeigte keine direkte Unterscheidung dieser Art, sondern er gliederte nach Gesichtspunkten, die er aus den verschiedenen Löslichkeiten der Substanzen in unterschiedlichen Medien ableitete.<sup>304</sup>

Der selbst analytisch arbeitende Wackenroder versuchte in seiner Vorlesung den angehenden Pharmazeuten eine bestimmte Ordnung für die qualitative und quantitative Bestimmung der Metalle zu vermitteln. Offenbar sah er in der analytischen Chemie eine der wichtigsten Grundlagen für den Apotheker. Besonders die zunehmend in die Pharmakopöen einfließenden analytischen Prüfungen forderten von den angehenden Apothekern ein solides Fundament an solcher Kenntnisse.<sup>305</sup>

**Zinn:** Wackenroder gab eine ausführliche Beschreibung des Metalls Zinn sowie der Prüfung auf Reinheit. Hierbei ging er auch bei der Analyse auf Reinheit auf die „Marshsche-Probe“<sup>306</sup> ein; die Arsen in kleiner Konzentration sichtbar macht. Wackenroder hatte sich ausgiebig mit ihr befasst, denn im Jahre 1852 veröffentlichte er im „Archiv der Pharmacie“ die daraufhin meist benutzte Methode zur Unterscheidung des metallischen Arsenspiegels von dem des Antimons mit Hilfe einer Natriumhypochlorid-Lösung.<sup>307</sup> Bekanntlich wird diese Methode bis heute in der Ausbildung angehender

---

303 C. R. Fresenius (1844), S. XIII

304 H. ROSE (1838), Bd 1, XV (Vorwort)

305 Vgl. E. HICKEL (1973), 85 ff

306 Benannt nach der von James Marsh (1790–1846), engl. Chemiker und Assistent bei Faraday, 1836 beschriebenen Methode.

307 F. SZABADVÁRY (1966), 184

Laboranten und Chemiker gelehrt. Dies beweist, mit welchem Erfolg Wackenroder in dem Bereich der analytischen Chemie gewirkt hatte.

Wackenroder wendete sich den zwei Oxidationsstufen des Zinns mit den Namen -oxydul (-II-) und -oxid (-IV-) zu. Beim **Zinn-IV-oxyd** (damals **Zinnsäure** genannt) stellte er die beiden Modifikationen (genannt a + b) vor, die unterschiedlich gewonnen werden:

**Typ a:** durch frische Fällung von Zinn-IV-chlorid, diese Form nimmt laut Gmelin „*3 mal soviel Base auf*“

**Typ b:** durch die Reaktion von Salpetersäure mit Zinn, dieser Typ nimmt laut Gmelin „*wenig Basis auf*“<sup>308</sup>

In der Mitschrift wird der Typ a als in ätzenden Alkalien weniger leicht löslich beschrieben. Hier könnte es sich allerdings auch um einen Übertragungs- oder Verständnisfehler in der Mitschrift von Heinrich Sängner handeln.

Gmelin beschrieb dieselben Modifikationen und ähnliche Methoden der Darstellung. Liebig verwies auf Graham<sup>309</sup>, der Unterschiede in der Menge des Hydratwassers festgestellt hatte, während Dumas einige Jahre zuvor nicht in der Lage war, verschiedene Modifikationen zu unterscheiden.<sup>310</sup>

Bei der a-Zinnsäure handelt es sich, wie wir heute wissen, um frische, in Säure leicht lösliche niedermolekulare Formen =  $\text{H}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6]$ , bei der b-Form um die gealterten, in Säure unlöslichen hochmolekularen Niederschläge  $\text{SnO}_2 \cdot x \text{H}_2\text{O}$ , die letztendlich  $\text{SnO}_2$  ergeben, eine bis heute gültige Unterscheidung. Die von Wackenroder getroffenen Aussagen sind also auch unter unserem heutigen Blickwinkel durchaus zutreffend und für die Zinnoxide relevant.<sup>311</sup> Er stellte dieses damals aktuellste Wissen kurz und präzise vor.

Wackenroder behandelte des Weiteren die verschiedensten Redox-Reaktionen mit anderen Metallionen, die vom Zinn zum Metall reduziert werden. Ebenso ging er auf die Reaktionen ein, die reduktiv vom Zinn-IV- zum Zinn-II-Verbindungen führen. Diese Reaktionen waren damals akzeptiertes und publiziertes Wissen und wurden so auch bei Gmelin und Liebig vorgestellt.

Wackenroder behandelte auch die Legierungen des Zinns, z. B. das sogenannte „**Schnellloth der Klempner**“, eine bei niedrigen Temperaturen schmelzende Blei/Zinn-Legierung, die unter anderem zum Löten von Bleirohren verwendet wurde. Er nannte ein Standard-Mischungsverhältnis von Zinn/Blei wie 2/1. Auch heute enthält das

---

308 L. GMELIN (1844), Bd 3, 68–71

309 Thomas Graham (1805–1869) war ein britischer Chemiker und wurde durch seine Untersuchungen über die verschiedenen Phosphorsäuren bekannt.

310 vgl. J. V. LIEBIG (1843), Bd 1, 499 und J. B. DUMAS (1830), Bd 3, 151

311 A. F. HOLLEMAN / N. WIBERG (1985), 800

Schnelllot oder Weichlot 40 bis 70 % Zinn in Blei.

Endlich ging er auch auf die Möglichkeit der Beschichtung von Zinn auf Eisen ein, die zu einem ‚innerten weißen Eisenblech‘ (Weissblech), seiner Meinung nach einer „**vollkommenen Legierung**“, führen sollten. Gmelin und Liebig stellten ebenfalls Eisen/Zinn-Legierungen vor, bezeichneten das beschichtete Eisenblech jedoch nicht als Legierung. Wackenroder fasste hier den Begriff Legierung weitergehend; nach seiner Meinung stand dieser Begriff für jede Metall-Metall-Verbindung. Auch hier zeigt sich, dass Wackenroder teilweise ein eigenständiges Begriffssystem verwendete.

**Quecksilber:** Wackenroder widmete sich besonders ausführlich einem der am längsten bekannten Metalle, dem Quecksilber. Er behandelte dessen Darstellung aus dem Zinnober (HgS), die Reinigung mittels Destillation und die damals gängigen analytischen Prüfungen. Viele hier beschriebenen Substanzen waren häufig angewendete pharmazeutische Präparate.

Wackenroder behandelte bei der Beschreibung der gewerblichen Darstellungsmethode des **Quecksilber-II-chlorids**, genannt ‚Sublimat‘, auch ein Verfahren, das durch Zusatz von Braunstein kein Kalomel (Quecksilber-I-chlorid) mehr enthält. Er gab das Verhältnis der verwendeten Substanzen wie folgt an: **„10 Hg, 7 Kochsalz, 6 MnO<sup>2</sup>, 11 Vitrioloel und 2 Wasser“**. Gmelin stellte wie auch Wackenroder mehrere Verfahren der Sublimat-Gewinnung vor, die zur Bereitung von größeren Mengen angewendet wurden. Darunter befand sich ein nahezu identisches Sublimat, nämlich **„10 Th. [Teile] Quecksilber, 8 Kochsalz, 6 Braunstein, 11 Vitrioloel und 3 Wasser“**.<sup>312</sup> Auch an diesem Beispiel zeigt sich Übereinstimmung der quantitativen-chemischen Angaben, die inzwischen zum Standard der Ausbildung geworden waren.

Beim **Gold** ging Wackenroder auch auf den Begriff **‚Tinktur‘** ein, womit im alchemistischen Sinne das Anfärben von Metallen (tingieren) gemeint war. Diese Prozedur galt als echte Stoffumwandlung und wurde von den Alchemisten als Beweis für Transmutationsreaktionen herangezogen. Wackenroder, der der Aufklärung zugetan war, löste sich völlig von dieser Vorstellung, die zu seiner Zeit noch Anhänger hatte, und gab eine reale naturwissenschaftliche Erklärung. Ursprünglich wurden bei der sogenannten Transmutation Metalle, meist Blei oder Antimon, eingesetzt, die durch ihre Gewinnung schon mit Gold oder Silber verunreinigt waren. Bei der Verflüchtigung der leichter verdampfbaren Metalle blieben dann die edleren und schwer verflüchtigbaren Edelmetalle im Tiegel zurück. Deshalb schien nach dem Verständnis der „Vier-Elemente-Lehre“ eine Transmutation, d. h. eine Elementumwandlung, durchaus möglich, speziell wenn es gelänge,

---

312 L. GMELIN (1844), Bd 3, 163

die „quinta essentia“<sup>313</sup> oder auch den sogenannten „Stein der Weisen“ zu finden.<sup>314</sup>

Wackenroder beschrieb die **Chlorogoldsäure** (heute:  $\text{HAuCl}_4$ ), die auch in den Lehrbüchern von Gmelin, Liebig und Dumas entsprechend behandelt wurde. Gmelin nannte sie „salzsaures dreifach Chlorgold“ und verwendete die Formel:  $\text{AuCl}^3 + \text{HCl}$ .<sup>315</sup> Dem Natriumsalz der Chlorogoldsäure (heutige Formel:  $\text{Na}(\text{AuCl}_4) \times 2 \text{H}_2\text{O}$ ) wiesen Wackenroder und Liebig die Formel ( $\text{NaCl}^2 + \text{Au}^2\text{Cl}^6 + 4 \text{aq}$ ) zu. Hier kommt wiederum das unterschiedliche Verständnis der Begriffe Äquivalent- und Molgewicht zum Ausdruck. Ebenfalls wird deutlich, dass damals die Chemiker die Chloro-Komplexe im Sinne von Doppelsalzen, ähnlich dem Alaun, ansahen.

Beim **Platin**, dem sich Wackenroder nur kurz widmete, ist der Hinweis auf die analytische Unterscheidung vom Iridium erwähnenswert:

*„wenn die Auflösung des Pt. [Platin] Iridium enthält, so wird das Pt des Salmiak nicht gelb, sondern rothgelb gefärbt, denn das Iridium wird aber so wie das Pt gefällt aber mit dunkelrother Farbe.“*

Schon Berzelius schrieb: „Iridiumsaurer Salze sind entweder grün, blau oder purpurfarben [...] rothes Oxyd finden sich in der Platin-Auflösung.“<sup>316</sup>

Gmelin und Liebig, die beide sowohl Platin als auch Iridium behandelten, beschrieben zwar die wichtigsten Reaktion dieser Metalle, jedoch nicht ihre Unterscheidungsmöglichkeit. Auch an diesem Beispiel wird wiederum Wackenroders analytisch geprägte Kompetenz deutlich.

Der herausragenden Rolle des **Antimons**, das schon um 3000 v. Chr. bekannt war, trug Wackenroder durch die Ausführlichkeit seiner Darlegungen Rechnung. Bereits 1604 war mit dem „Triumph-Wagen-Antimonii“ die wohl erste Monographie über ein chemisches Element erschienen.<sup>317</sup> Und auch Dumas, Gmelin und Liebig hoben es in ihren Arbeiten, wie 40 Jahre zuvor bereits Martin Heinrich Klaproth (1743–1817)<sup>318</sup>, deutlich hervor. Paracelsus und Libavius wendeten Antimon-Präparate in der Medizin in verstärktem Umfang an.<sup>319</sup>

Wackenroder beschrieb ausführlich drei Darstellungsmethoden für das fast immer vergesellschaftet auftretende regulinische Metall. Er führte sechs verschiedene Namen für die Reguli auf, die sich durch ihre Beimengungen unterscheiden:

1. Regulus antimonii martialis (= dem Mars heilig; der Mars entsprach bei den Alche-

---

313 (lat.) „das fünfte Seiende“ oder „der fünfte Grundstoff“

314 S. ENGELS / A. NOWAK (1983), 46

315 L. GMELIN (1844), Bd 3, 667

316 J. J. BERZELIUS (1826), Bd 2, 190

317 Vgl. W.-D. MÜLLER-JAHNKE / C. FRIEDRICH (1996), 65–67

318 Vgl. G. BUGGE (1929)

319 S. ENGELS / R. STOLZ (1989), 65–66

misten dem Eisen), ein eisenhaltiges Antimon, das durch Umsetzung von Antimon-III-sulfid mit Eisen gewonnen wurde ( $\text{Sb}_2\text{S}_3 + 3 \text{ Fe} = 2 \text{ Sb} + 3 \text{ FeS}$ ), ein bis heute gängiges Verfahren. Dieser Regulus wurde auch von Berzelius und Liebig unter dem Namen „Regulus Antimonii simplex vulgaris“, „Antimonium crudum“<sup>320</sup> oder

2. Regulus stellata (Stella [lat.] = Stern) behandelt. Der Name kommt von der sternförmig sich kristallisierenden Struktur des Antimons. Gmelin gab die gleichen Verunreinigungen an wie Wackenroder: „*kann Schwefel, Arsen, Blei, Eisen und Kupfer enthalten.*“<sup>321</sup>.
3. Regulus Saturnia (= von Saturn, dem alchemistischen Symbol für das Element Blei),
4. Regulus Ia(e)nia (= von Janus, vielleicht auch von Jupiter, dem Symbol von Zinn),
5. Regulus emerany sowie das
6. Regulus Cénaris beschrieb Wackenroder richtig als Legierungen des Antimons mit anderen Metallen.

Gmelin erwähnte sieben Reguli, deren Bezeichnung sich allerdings zum Teil von denen Wackenroders unterscheiden (Regulus Antimonii simplex s. vulgaris, stallatus, martialis, jovialis, saturnius, venereus, lunaris etc.)<sup>322</sup>

Auf die Blei- und Wismut-Legierungen gingen sowohl Gmelin als auch Liebig nicht ein. Wackenroder zeigte die Möglichkeit auf, diese Verbindungen anstelle eines Gipsabdruckes für die Vervielfältigung von Holzschnitten zu verwenden. Auch hier zeigt sich der Praktiker Wackenroder, der als Praktiker stets an der Anwendbarkeit chemischer Kenntnisse Interesse zeigte.

Wichtig waren für Wackenroder auch die Methoden, um metallisches Antimon von anderen Metallen zu trennen. Er wendete hierbei verschiedene Verfahren in der Schmelze an, wie zum Beispiel den Zusatz von Salpeter, Weinstein, Natriumsulfat und Kohle sowie das Schmelzen mit Goldschwefel. Des Weiteren beschrieb er reduktive Methoden der Darstellung aus den Antimonoxiden, unter anderem ein Verfahren von Friedrich Wöhler, bei dem das Antimon arsenfrei werden sollte. Dieses Verfahren, das über das Natriumantimonat führte, wird bei Liebig und bei Gmelin genau beschrieben. Schließlich berücksichtigte Wackenroder auch folgenden Reinheitsprüfungen: Bestimmung von Eisen, Kupfer und Blei nach Digestion mit verdünnter Salpetersäure mit Hilfe von Schwefelwasserstoff sowie daraus die Bestimmung des Schwefels als Sulfat und die Identifizierung von Arsen vor dem Lötrohr. Auch hier zeigte Wackenroder hervorragende experimentelle Erfahrung und fundiertes theoretisches Wissen.

Bei den Sulfiden und Oxisulfiden des Antimons behandelte Wackenroder ausgiebig den **Kermes**, ein nach der gleichnamigen Schildlaus [Ein organischer Farbstoff wurde aus

320 crudus (lat.) = roh, also „rohes Antimon“, der seit dem Mittelalter gebräuchliche Name

321 J. V. LIEBIG (1843), Bd 2, 743

322 L. GMELIN (1844), Bd 2, 743

der weiblichen Kermeslaus oder der Kermes-(Scharlach-)eiche gewonnen.] benanntes rotes mineralisches, heute unbedeutendes Farbpigment, das damals auch in der Pharmazie eingesetzt wurde. Seine Farbschwankungen erklären sich bekanntlich aus dem unterschiedlichen Sauerstoff- und Schwefel-Gehalt. Wackenroder gab deshalb verschiedene Darstellungsweisen und Summenformeln an. Er zitierte an dieser Stelle Liebig, der dem rothen Kermes die Formel  $2(Sb^2S^3)+Sb^2O^3$  gab<sup>323</sup>. Allerdings vertrat Wackenroder im Gegensatz zu diesem die Ansicht, dass verschiedene Möglichkeiten der Zusammensetzung bestünden. Er benannte folgende Formeln ( $3Sb^2S^3+Sb^2O^3+6aq$ ‘ und  $3Sb^2S^3+2Sb^2O^3$ ‘) und kam mit seiner Aussage somit den realen Verhältnissen sehr nahe, da es sich beim Kermes nicht um eine eindeutig definierte Verbindung, sondern um Oxsulfide wechselnder Zusammensetzung handelt.

#### 6.4.2.6 Mangan, Eisen und Zink

In der Gruppe der ‚elektropositiven Erzmatalle‘ stellte Wackenroder Mangan, Eisen und Zink vor; auch bei C. R. Fresenius waren diese Metalle in einer Gruppe zusammengefasst.

**Tab. 6.7 Namen der Manganoxide**

Oxidationsstufe	Heutiger Name	Formel	Name bei Gmelin	Name bei Wackenroder
-II-	Mangan-II-oxid	MnO	Manganoxydul	Manganoxydul
-II- und -III-	(Manganit)		Manganoxydoxydul	Manganoxydoxydul
-III-	Mangan-III-oxid	Mn <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Manganoxyd	Manganoxyd
-IV-	Mangandioxid	MnO <sub>2</sub>	Manganhyperoxyd	Mangansuperoxyd
-V-	Hypomanganat	Mn <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	-----	-----
-VI-	Manganat	MnO <sub>3</sub>	Mangansäure	Mangansäure
-VII-	Permanganat	Mn <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Manganübersäure	Manganübersäure

Wackenroder betrachtete beim **Mangan** hauptsächlich dessen Oxide, von denen die mit höherer Oxidationszahl aufgrund ihrer Farbänderungen als ‚Chamaeleon minerale‘ bezeichnet wurden.

Die Tabelle zeigt, wie relativ vollständig das damalige Wissen über die verschiedenen Verbindungen des Mangans bereits war und wie auch übereinstimmende Bezeichnungen verwendet wurden. Es fehlte nur die Mn-V-Verbindung.

Auch der Vergleich, das „phosphorsauren Manganoxyduls“ mit Ammonium ähnliche

Doppelsalze bildet wie Magnesium, ist sehr gut beobachtet. Diese Parallelität, die es auch beim Sulfat gibt, ist auch nach heutigem Verständnis richtig.<sup>324</sup> In den Lehrbüchern von Liebig und Gmelin fanden sich, wie auch an diesem Beispiel deutlich wird, selten derartige Analogien. Wackenroder hingegen verglich in seiner Vorlesung häufig verschiedene Metallverbindungen. Er wollte wohl damit vermeiden, dass den angehenden Apothekern bei analytischen Nachweisreaktionen Fehldeutungen unterlaufen würden. In diesem Fall geben Mangan-II-salze mit Ammoniumhydrogenphosphat ähnliche Niederschläge wie die entsprechenden Magnesiumverbindungen.

**Eisen:** Wackenroder ging ausführlich auf die gewerblich-technische Herstellung des Eisens ein. Er beschrieb die verschiedenen Eisenarten, die aus dem Verhüttungsprozess und den weiteren Arbeitsschritten erhalten wurden. Zuerst behandelte er die eisenhaltigen Mineralien, dann den Verhüttungsprozess mit den Zuschlägen, die die Schlacke dünnflüssig machen. Wackenroder stellte in seiner Vorlesung sechs Gusseisentypen, die aus diesem Prozess erhalten werden können, vor:

1. **schwarzes Gußeisen**, das zuviel Kohlenstoff aufgenommen hat;
2. **weißes Gußeisen**, das kaum noch Kohlenstoff enthält, dafür aber Phosphor und Arsen und sehr spröde ist;
3. **graues (gares) Gußeisen**, mit einem Kohlenstoffgehalt von ca. 1 %, dieses wurde als Ausgangsprodukt für die Stahlgewinnung eingesetzt und besaß damals die besten Verarbeitungseigenschaften.
4. **Schmiede- oder Frischeisen** wurde durch Glühen, Tempern und Hämmern des grauen Gusseisens erhalten und enthält noch 0,25 % bis 0,5 % Kohlenstoff. Er wird auch heute so gewonnen und verarbeitet.
5. **Cementstahl** entsteht, wenn man Schmiedeeisen noch einmal bis zur Erweichung in mit Kohlepulver gefüllten Kästen behandelt. Hierbei verbindet sich, nach heutigem Wissensstand, der Kohlenstoff oberhalb von 4,3 % mit dem Eisen zu Cementit ( $\text{Fe}_3\text{C}$ ), dadurch verändern sich die Eigenschaften grundlegend, wie auch schon Wackenroder darlegte.
6. **Indischer Wootz** ist für Wackenroder der beste Stahl. Aus ihm wurden die Damaszenerklingen bereitet. Liebig bemerkt, dass er im Wesentlichen Mangan, Silicium und Phosphor enthalte.<sup>325</sup> Wackenroder beschrieb zusätzlich die Darstellung der Damaszenerklingen durch ein spezielles Schmiedeverfahren, bei dem man weichen Eisendraht um Stahl wickelt und dann die Eisenarten zusammen schmiedet.

Hier wird erkennbar, dass bereits gesichertes Wissen über die Herstellung von Eisen und Stahl vorhanden war. Allerdings vermochten erst die Forscher der nächsten Genera-

---

324 A. F. HOLLEMAN / N. WIBERG (1985), 1113

325 J. V. LIEBIG (1843), Bd 1, 531



tion die chemischen Grundlagen ausreichend zu erklären, die dann im Verlauf der fortschreitenden Industrialisierung zu verbesserten metallischen Werkstoffen führten.

Auch die Behandlung des metallischen Eisens in der Vorlesung zeigt erneut, dass sich Wackenroder in der anorganisch-chemischen Ausbildung für Apotheker bemühte, breite chemische Kenntnisse zu vermitteln.

Bei den **Eisen-II-Verbindungen** zog Wackenroder den Vergleich, dass sich das Eisen-II-carbonat beim Übergang zum Hydrogencarbonat durch Umsetzung mit Kohlendioxid wie das Mangan-II- und das Zinkcarbonat verhält. Auch Liebig führte aus, dass es sich „in  $CO^2$ -haltigem Wasser“ auflöst<sup>326</sup>, kam aber, wie auch Gmelin, zu keinen vergleichenden Aussagen.

Wackenroder behandelte beim Eisen-III-oxid ein anorganisches Farbpigment, den sogenannten ‚**Crocus martis**‘ (lat.= eisenhaltiger Safran), ein Eisen-II-oxid-Hydrat, das auch als pharmazeutisches Eisenpräparat Verwendung fand. Auch hier wird deutlich, dass Wackenroder, wie unter anderem beim Blei und Antimon, die farbgebenden Substanzen besonders hervorhob, da diese in vielen technischen Produkten eingesetzt wurden.

In diesem Zusammenhang ging er auch auf die Unterscheidung zwischen Eisen-II- und -III-Verbindungen ein. Letztere liefern mit gelbem Blutlaugensalz eine Fällung von Berliner Blau und bilden mit Rhodanid (Thiocyanat, in der Mitschrift: S-cyankalium) eine braunrote Flüssigkeit. Auch die Fällung des Eisens mit  $H_2S$  wird ausführlich beschrieben, so auch der Umstand, dass Eisen-III- zuerst durch den Schwefelwasserstoff reduziert wird und dass es von den anwesenden Säuren, d. h. nach heutigem Verständnis vom pH-Wert, abhängt, wie viel Eisen-II- als FeS gefällt werden kann. Gmelin zitierte auch an dieser Stelle Wackenroder und bemerkte:

„nach Demselben [Wackenroder] fällt Hydrothion aus essigsaurem Eisenoxydul, sehr viel Eisen, doch auch bei einem Ueberschusse von essigsaurem Natron nicht alles.“<sup>327</sup>.

In der folgenden Tabelle sind die in der Vorlesungsmitschrift enthaltenen Prüfungen auf die Reinheitskriterien des Eisens als analytischer Nachweis zusammengestellt. Sie belegen deutlich, dass Wackenroder über ausgezeichnete analytische Kenntnisse verfügte und dem Eisen und seinen Verbindungen eine besondere Stellung in seiner Vorlesung einräumte.

**Tab. 6.8      Analytische Reaktionen des Eisens und dessen Verbindungen.**

Substanz	Prüfung auf	Methode
Eisenpulver	Schwefel	Bleiacetat-Papier mit nacierendem Wasserstoff

326 J. V. LIEBIG (1843), Bd 1, 532

327 L. GMELIN (1844), Bd 3, 179

Eisenpulver	Arsen	Marsh'sche-Probe
Eisenpulver	Zink/Kupfer	Lösen in $\text{HNO}_3$ , dann $\text{H}_2\text{S} + \text{NH}_3$
Eisenpulver	Phosphor	$\text{PH}_3$ – Geruch beim Auflösen in $\text{HCl}$
Eisen-II-oxid	Reinheit	Carbonate bilden einen weißen Niederschlag
Eisen-II-oxid	Eisen-III-oxid	Gelbes Blutlaugensalz + Gerbsäure
Eisen-II-oxid	Identität	Mit Stickoxid zur olivbraunen Farbe
Eisen-III-oxid	Reinheit	auf: $\text{SiO}_2$ , $\text{SO}_3$ , $\text{FeO}$ , $\text{Cu}$ , $\text{Sn}$ , $\text{Zn}$ , $\text{As}$ und $\text{CaO}$
Eisen-III-oxid	Identität	Rotes Blutlaugensalz oder Rhodanid
Eisenhammer-schlag	Reinheit	mit $\text{H}_2\text{S}$ auf andere Metalle
Eisen-II-sulfat	Reinheit	mit $\text{H}_2\text{S}$ auf $\text{Cu}$ ; mit Oxalat auf $\text{Ca}$
Eisen-III-chlorid	Eisen-II-verb.	„mit Kaliumeisencyanid kein Berliner Blau“
Eisen-III-chlorid	Sulfat	Bariumchlorid
Eisen-III-chlorid	Nitrat	Mit Eisen zum Nitrosokomplex
Eisenhaltiger Alkohol	Eisen-II- und Eisen-III-verb.	Reaktionen mit gelbem und rotem Blutlaugensalz
Jodeisen-Sirup	Reinheit	Blutlaugensalz, Rhodanid und Soda

Speziell bei der **Eisensäure**, die weder von Liebig noch von Berzelius behandelt wurde, und von deren Existenz Gmelin nicht überzeugt war, zeigte sich Wackenroders vorzügliches Wissen. Sein Vergleich mit der Mangansäure belegt erneut, dass er in seiner Vorlesung Analogien herausarbeitete, die den chemischen Phänomenen durchaus auch nach heutigen Gesichtspunkten gerecht werden. Er charakterisierte die Eisensäure korrekt als instabiler und als ein stärkeres Oxidationmittel als die entsprechende Mangansäure.

Wackenroder zeigte auch beim **Zink** und dessen Verbindungen umfangreiche analytische Erfahrungen. Gmelin verwies mehrfach auf eine Veröffentlichung von Wackenroder in den „Annalen der Pharmazie“, in der dieser sich über Untersuchungen am schlesischen Zink und über Zinkoxide geäußert hat.<sup>328</sup> Auch hier erkennt man seine Vielseitigkeit bei der Lösung chemischer Fragen.

Zugleich stellte Wackenroder noch die ‚graue Tutia‘<sup>329</sup> oder ‚Cadmia‘<sup>330</sup>, das ‚weiße Nicht‘<sup>331</sup> und den ‚Galmey‘<sup>332</sup> vor. Bei der Tutia handelte es sich um ein sich bei der Aufbereitung von Zinkerzen abscheidendes graues unreines Zinkoxid, im Gegensatz zur

328 L. GMELIN (1844), Bd 3, 2–10

329 Ofenbruch, zinkoxidhaltiges Präparat, das bei der Messingherstellung anfällt, vgl. W. SCHNEIDER (1972), 16; aus dem persischen Wort „Rauch“ abgeleitet, vgl. S. ENGELS / R. STOLZ (1989), 100

330 Cadmeia fornacum (lat.) = Ofenbruch,

331 Nihilum album (lat.) ist Zinkoxid aus der Messingherstellung, vgl. W. SCHNEIDER (1972), 6.

332 bergmännische Bezeichnung für verschiedene oxidische Zinkerze, S. ENGELS / R. STOLZ (1989), 100

weißen sauberen Sorte, dem „weißen Nicht“. Auch hier wird Wackenroders analytisches Bemühen deutlich, um mit Hilfe der chemischer Angaben Aussagen über technologische Verfahren geben zu können. Ähnlich verhält es sich bei der Analyse des Galmei, eines Gemenges carbonatischer und silikatischer Zinkerze, das bei der Verhüttung des Zinks Anwendung fand.

Wackenroders Erfahrung bei den Zinksalzen zeigt sich auch in einer Veröffentlichung in der er sich mit dem officinellen Zinkoxid beschäftigte. Hier demonstrierte er sein analytisches Verständnis, indem er detailliert Methoden und Ergebnisse vorstellte.<sup>333</sup>

#### 6.4.2.7. *Cadmium, Wismut, Kupfer und Silber*

Wackenroder behandelt in der letzten Gruppe, *„Metalle welche aus sauren und alkalischen Flüssigkeiten durch  $H^2S$  fällbar sind“*, Cadmium, Wismut, Kupfer und Silber, die auch bei Fresenius in ähnlicher Weise zusammengefasst wurden.

Beim **Cadmium** stellte Wackenroder vor allem analytische Reaktionen vor, unter anderem die Lötrohrprobe, Löslichkeit in Ammoniak und den gelben Niederschlag von CdS. Auch Berzelius, Liebig und Gmelin vermittelten nur wenige Kenntnisse über Cadmium. Dies ist nicht verwunderlich, denn Cadmium wurde erst um 1817 entdeckt und seine Verbindungen erst in den folgenden Jahrzehnten ausführlicher untersucht. Seine Bedeutung war gering, und so erweist sich die Behandlung des Cadmiums in Wackenroders Vorlesung auch als eine Ehrung für dessen Entdecker Friedrich Stromeyer (1776–1835), dem Göttinger Lehrer Wackenroders.

**Blei:** Wackenroder beschrieb zunächst das Metall, seine Gewinnung, physikalische Eigenschaften, die Prüfung auf Reinheit sowie seine Legierungen. Er hob jene hervor, die für die Herstellung von Buchdruckplatten Verwendung fanden, nämlich Verbindungen mit Zinn, Antimon und Wismut. Damit wurden, wie bereits zuvor, Bezüge zur praktischen Anwendung chemischer Kenntnisse hergestellt, um die sich Wackenroder stets bemühte. Diese Kenntnisse ermöglichten den Apothekern im frühen 19. Jahrhundert Bedeutendes im Bereich der Technologie zu leisten.

Wackenroder wendete sich auch den Oxiden des Bleis zu, die er ausgiebig behandelt (siehe Tab. 6.9).

Wie beim Mangan zeigt sich hier eine Übereinstimmung in den Auffassungen. **Bleisuboxyd** wird als Mischung von Pb und PbO angesehen. Allerdings verwies Wackenroder, ähnlich wie Gmelin, auf Pelouze<sup>334</sup>, der einen Beweis für die Existenz von Pb<sub>2</sub>O darin

---

333 H. W. F. WACKENRODER (1834), 151–182

334 Théophile Jules Pelouze (1807–1867) arbeitete als Chemiker („Préparateur“) bei Gay-Lussac und war ab 1830 Professor der Chemie in Paris; vgl. S. ENGELS / R. STOLZ (1989), 301.

gesehen haben wollte, dass sich ein aus Bleioxalat durch Glühen gebildetes Oxid weder in Zucker auflöst, noch mit Quecksilber ein Amalgam ergäbe. Bekanntlich bestätigte sich die Annahme von Pelouze nicht. Auch Wackenroder war offenbar skeptisch, wenn er zunächst die Vermutung, es handle sich beim Bleisuboxyd um eine Mischung von Pb mit PbO, äußerte und erst im nachhinein auf Pelouze verwies.

Die Herstellung von rotem Bleioxid, der **Mennige**, wurde von Wackenroder ebenso ausführlich dargelegt wie die der Farbpigmente **Bleyweiß** und **Bleichromat**. Dies beweist den universellen Charakter der Vorlesung Wackenroders, der auch den angehenden Apothekern gewerblich relevante chemische Produkte und Verfahren nahebrachte.

**Tab. 6.9**      **Bleioxide**

Oxidationsstufe	heutiger Name	Formel	Name bei Gmelin	Name bei Wackenroder
0 + -II-	unbekannt	Pb <sub>2</sub> O (Pb+PbO)	Bleisuboxyd	Bleisuboxyd
-II-	Bleioxid	PbO	Bleioxyd	Bleioxyd
-II- und -IV-	unbekannt	Pb <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Bleisesquioxyd	Bleisesquioxyd
-II- und -IV-	Bleiortho-plumbat	Pb <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	Bleihyperoxydul	Bleisuperoxydul
-IV-	Bleidioxid	PbO <sub>2</sub>	Bleihyperoxyd	Bleisuperoxyd

Für **Wismut**, das erstmals um die Mitte des 18. Jahrhunderts ausführlich untersucht worden war, gab Wackenroder kein Äquivalentgewicht an, da er sich nicht sicher war: „BiO [...] Einige Chemiker nehmen aber ein anderes Verhältniß von Bi<sup>2</sup>O<sup>3</sup> oder BiO<sup>3</sup> an“. Gmelin schrieb dazu:

*„Jenachdem man das Wismuthoxyd als BiO, oder als Bi<sup>2</sup>O<sup>3</sup>, oder als BiO<sup>3</sup> betrachtet, ist das Atomgewicht 71, oder 11/5 x 71 = 106,5, oder 3 x 71 = 213. Letztere Ansicht ist wegen der Ähnlichkeit des Wismuths mit dem Antimon die wahrscheinlichere. Nach meinen Versuchen dürfte die Zahl 213 auf 210 oder noch weniger heran zusetzen sein.“*<sup>335</sup>

Berzelius hat das Gewichtsverhältnis Bi : O mit 89,27 : 10,73 angegeben<sup>336</sup>, was einem Atomgewicht von 200 statt 209 für Wismut entsprach. Auch Liebig war sich unsicher und nannte neben BiO (oxid) noch ein Bi<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (hyperoxid)<sup>337</sup>. Gmelin kam mit seinen Angaben dem heutigen Stand am nächsten, er nannte ein:

<sup>335</sup> L. GMELIN (1844), Bd 2, 847

<sup>336</sup> J. J. BERZELIUS (1826), Bd 2, 263

<sup>337</sup> J. V. LIEBIG (1843), Bd 1, 479

1. suboxyd [fraglich], das er richtig als ein Gemenge von Metall und Oxid einstuft
2. oxyd, mit der Formel  $BiO^3$  (Äquivalentformel)
3. Wismuthsäure,  $BiO^5$ , eine heute bekannte Substanz.

Für **Wismutchlorid** benutzte Wackenroder die gleiche Formel wie Liebig, nämlich  $BiCl_2$ .<sup>338</sup> Gmelin bezeichnete Wismutchlorid allerdings schon als  $BiCl_3$ .

Beim **Kupfer** beschrieb Wackenroder die technische Bereitung des Metalls und dessen Legierungen mit den Metallen Zink und Zinn, von denen er folgende sechs Arten detaillierter beschrieb:

1. das Messing, über das in der Mitschrift keine prozentuale Angabe gemacht wurde; laut Gmelin bestand das gelbe Metall aus Kupfer mit 28,5 bis 35,3 % Zink<sup>339</sup>, nach heutigen Angaben zwischen 20 und 40 % Zink<sup>340</sup>;
2. den Tombac, ohne Angabe eines Mischungsverhältnisses, auch Rotmessing genannt, enthielt bei Gmelin 15,5 bis 17,5 % Zink, nach heutigem Verständnis bis 20 %;
3. das Similor war laut Gmelin eine Kupfer / Zink = 5 : 1 Legierung und
4. das Prinzmetall, eine 6 : 1 Legierung.

Die beiden letzten Namen sind heute nicht mehr gebräuchlich, und man unterscheidet die Kupfer / Zink-Legierungen heute nur noch ihrer Farbe nach in Rot-, Gelb- und Weißmessing. Wackenroder machte über die Zusammensetzung keine prozentualen Angaben, wie bei den Legierungen des Kupfer mit dem Zinn. Dort nannte er

5. das Kanonmetall mit dem Verhältnis Cu / Sn = 10 : 1 (Gmelin gab ihm eine Verhältnisspanne von Cu / Sn = 11 : 1 bis 8 : 1) und
6. das Glockenmetall, laut Wackenroder im Verhältnis Cu / Sn = 5 : 1 ( Gmelin nannte für große Glocken Cu / Sn = 6 : 1 bis 2 : 1 und für kleine bis 1 : 2).

Des Weiteren beschrieb Wackenroder die Verwendung von Zinnweiße, einem Zinnamalgam, zur Herstellung von Spiegeln, speziell Teleskopspiegel, sowie das Neusilber, eine Kupfer-Nickel-Zink-Legierung. Bei den Kupferlegierungen standen Wackenroders Ausführungen denen in Liebig's Handbuch weder quantitativ noch qualitativ nach.

Wackenroder behandelte auch die Reduktion von Kupfer-II- zu Kupfer-I-Verbindungen. Diese geht mit den unterschiedlichsten Reduktionsmitteln vonstatten. Unter anderem nannte er Honig und Milchzucker, also jene reduzierend wirkenden Substanzen, die Hermann Christian von Fehling (1812–1885)<sup>341</sup> zur quantitativen Bestimmung von Al-

---

338 J. V. LIEBIG (1843), Bd 1, 482

339 L. GMELIN (1844), Bd 3, 451

340 A. F. HOLLEMAN / N. WIBERG (1985), 1000

341 Hermann von Fehling (1812–1885) war deutscher Chemiker und Professor der Chemie in Stuttgart

dehyden (Aldosen) verwendet hatte. Auch Gmelin erwähnte diese Reaktionen, jedoch ohne einen quantitativen Bezug herzustellen.<sup>342</sup>

Für Kupfertetramminsulfat (heute:  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \times \text{H}_2\text{O}$ ) gab Wackenroder die Zusammensetzung „ $\text{CuO} + \text{H}^8\text{N}^2 + \text{SO}^3 + 3 \text{H}^6\text{N}^2$ “ an, während Liebig dies korrekt wie folgt definierte: „ $\text{CuO}, \text{SO}^3, 2 \text{N}^2\text{H}^6 + \text{aq}$ “<sup>343</sup>. Gmelin gab „ $5 \text{NH}^3, 2 \text{CuO}, 2 \text{SO}^3$ “<sup>344</sup> an und nannte noch einige Doppelsalze aus Ammonium- und Kupfersulfat. Aus diesen doch recht unterschiedlichen Angaben werden die Schwierigkeiten deutlich, die Zusammensetzung kompliziert aufgebauter anorganischer Verbindungen in der Mitte des 19. Jahrhunderts exakt zu erfassen. Bei der von Wackenroder angegebenen Zusammensetzung scheinen Reste von Ammoniumsulfat oder anteiliges Kupferhexamminsulfat das analytische Ergebnis verfälscht zu haben.

**Silber:** Wackenroder stellte dieses Metall in seiner Vorlesung als letztes seiner Reihe vor. Dabei ging er ausführlich auf dessen Gewinnung ein, indem er zwei Methoden beschrieb, die erste, bei der Blei zum Herauslösen aus den Erzen diente, und die zweite, bei der dazu Quecksilber verwendet wurde. Es sind dies die klassischen Verfahren in der Mitte des 19. Jahrhunderts.

Wichtig war die Behandlung der Silberhalogenide einschließlich des Cyanides, auf deren unterschiedliches Verhalten gegenüber Ammoniak Wackenroder ausführlicher einging. Eine exakte Beschreibung der Analyse der Silberhalogenide, wie sie bei Dumas zu finden war<sup>345</sup>, kam bei Wackenroder jedoch nicht vor.

Dafür erwähnte Wackenroder allerdings beim **Silberbromid** die Fotografie, deren Grundprinzipien um 1822 von Joseph Nicéphore Niepce (1765–1833)<sup>346</sup> erfunden worden waren: „*Durch das Licht wird auch Ag reduziert und nach dieser Theorie werden die Lichtbilder gemacht.*“. Bei Dumas fand deren Entdeckung keine Erwähnung, ebenso wenig bei Liebig und Gmelin. Auch hier zeigte sich Wackenroders Bemühen, die neusten mit der Chemie in Verbindung stehenden Erfindungen und Erscheinungen seinen Studenten zu vermitteln.

## 6.5 Chemisch-analytische Methoden und Geräte

Wackenroder beschrieb im theoretischen Teil der Vorlesung über anorganische Chemie kaum Geräte. Dies muss er daher wohl bei den jeweiligen praktischen Übungen ausgie-

---

und Schüler von L. Gmelin und J. v. Liebig, vgl. G. BUGGE (1929), Bd 2, 379.

342 L. GMELIN (1844), Bd 3, 384

343 J. V. LIEBIG (1843), Bd 1, 546

344 L. GMELIN (1844), Bd 3, 420

345 J. B. DUMAS (1830), Bd 4, 608

346 Niepce war französischer Offizier und Privatgelehrter und gilt als einer der Erfinder der Fotografie. Ihm gelang es 1822 als erstem mit einer Camera obscura auf lichtempfindlichen Bitumenschichten Gegenstände zu fixieren.

big getan haben und konnte es deshalb in der Vorlesung als bekannt voraussetzen. So wird auch heute noch bei der chemischen Ausbildung verfahren, da das Beherrschen der praktischen Abläufe vor allem im Labor vermittelt und erlernt werden soll. Demnach finden sich in der Vorlesungsmitschrift nur zahlreiche Hinweise auf zu verwendende Geräte, die in Tab. 6.10 aufgelistet wurden.

Auch die klassischen Nachweisreaktionen erwähnte Wackenroder nur kurz, so dass man davon ausgehen kann, dass im praktischen Teil diese Fertigkeiten geübt und besprochen worden sind. Immer wieder nannte er die Prüfungen mit Hilfe des Lötrohres, das Liebig wie folgt beschrieb:

*„Mittels eines Blasebalges wird die atmosphärische Luft durch eine kegelförmig sich verengende feine Röhre in die Flamme einer Oel- oder Talglampe geblasen“<sup>347</sup>.*

**Tab. 6.10 Chemische Geräte aus der Vorlesungsmitschrift**

Gerät	Einsatz	heutiger Name
voltaische Säule	Gleichstromgewinnung	Batterie
Flintenlauf	Oxidationsreaktionen bei hoher Temperatur	Eisenrohr
Retorde / Retorte	Destillation	Retorde / Kolonne
Spitzbeutel	Filtration	Filter
Stiellöffel	Erhitzen in der Flamme	Magnesiumrinne
hessischer Tiegel	Schmelzen, Arbeiten bei hoher Temperatur	Porzellantiegel
Medizinglas	Reaktionen / Aufbewahren	Reagenzglas
Kapelle / Kupelle	gleichmäßiges Erhitzen	Sandbad
Preparierstein	Verreiben	Mörser
Digerierflasche	Ausziehen und Lösen von Substanzen	Erlenmeyerkolben

Rose verwies auf Berzelius, der diese Methode zur Perfektion gebracht hatte, und gab die verschiedenen Untersuchungen mit dem Lötrohr an. Er nannte folgende Methoden:

1. die Flammenfärbungen,
2. die Reaktionen mit Soda auf Kohle,
3. mit Soda in der äußeren Lötrohrflamme
4. mit Soda auf Kohle in der inneren Lötrohrflamme
5. die Phosphorsalzperle in der inneren Lötrohrflamme
6. die Phosphorsalzperle in der äußeren Lötrohrflamme und
7. die Boraxperle.<sup>348</sup>

<sup>347</sup> J. V. LIEBIG (1843), Bd 1, 146

<sup>348</sup> H. ROSE (1838), Bd 1, 602

Wackenroder empfahl am häufigsten die Reduktion mit Soda und Kohle in der inneren (reduzierenden) Flamme, doch auch die anderen Anwendungen des Lötrohres blieben nicht unerwähnt.

Weitere wesentliche analytische Methoden sind die schon erwähnten Fällungsreaktionen mit Schwefelwasserstoff, bei denen Wackenroder eigenständige analytische Kompetenz bewies. Wie aus seinem analytischen Werk „Chemische Tabellen zur Analyse der unorganischen Verbindungen“ von 1837 erkennbar ist<sup>349</sup>, benutzte er zur systematischen qualitativen Analyse die in folgender Tabelle 6.11 zusammengestellten Reagenzien.

**Tab. 6.11**      *Analytische Reagenzien aus Wackenroders Tabellen*

Name bei Wackenroder	heutiger Name	Formel	Reaktion
<b>Verhalten der Salzbasen in ihren Salzen gegen die wichtigsten Reagenzien</b>			
Aetzkali	Kaliumhydroxid	KOH	Bildung von Hydroxiden
Aetzammoniak	Ammoniakwasser	NH <sub>3</sub>	Bildung von Hydroxiden und Ammoniumkomplexen
Kohlensaures Natron	Natriumcarbonat	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Bildung von Carbonaten
Kohlensaures Ammoniak	Ammoniumcarbonat	(NH <sub>4</sub> )HCO <sub>3</sub>	Bildung von Carbonaten und Ammoniumkomplexen
Schwefelwasserstoff	Schwefelwasserstoff	H <sub>2</sub> S	Fällung von Sulfiden im sauren Milieu
Schwefelwasserstoffsaurer Ammoniak	Ammoniumhydrogensulfid	(NH <sub>4</sub> )HS	Fällung von Sulfiden im basischen Milieu
Kaliumeisencyanür	Kaliumhexacyanoferrat	K <sub>4</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]	Fällung von unlöslichen Cyanoferraten
Gerbstoff	Gerbsäure		Fällung oder Färbung der Gallate
<b>Verhalten der Säuren in ihren Salzen gegen die wichtigsten Reagenzien</b>			
Chlorbarium	Bariumchlorid	BaCl <sub>2</sub>	Fällung unlöslicher

<sup>349</sup> H. W. F. WACKENRODER (1837)



			Bariumsalze
Essigsäures Bleioxyd	Bleiacetat	$\text{Pb}(\text{Ac})_2$	Fällung unlöslicher Bleisalze
Salpetersäures Silberoxyd	Silbernitrat	$\text{AgNO}_3$	Fällung unlöslicher Silbersalze
Salpetersäures Quecksilberoxydul	Quecksilber-(I)-nitrat	$\text{HgNO}_3$	Fällung unlöslicher Quecksilber-I-salze
Salpetersäures Quecksilberoxyd	Quecksilber-(II)-nitrat	$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$	Fällung unlöslicher Quecksilber-II-salze
Salpetersaurer Kalk (oder Chlorcalcium)	Calciumchlorid	$\text{CaCl}_2$	Fällung unlöslicher Calciumsalze

Die Zunahme der analytischen Fähigkeiten im frühen 19. Jahrhundert zeigt sich unter anderem bei der Betrachtung der zur Analyse der Reinheit verwendeten Methoden. Wackenroder untersuchte pharmazeutisch relevante Substanzen deutlich umfangreicher als Trommsdorff, der 1806 lediglich beim Zinkoxid eine Untersuchung vorschlug.<sup>350</sup> Wackenroder hingegen prüfte bei der selben Substanz schon auf Eisen, Cadmium und Carbonat.

## 6.6 Physikalisch-chemische Angaben

Zu den Kenngrößen, die zur damaligen Zeit die Genauigkeit des analytischen Arbeitens widerspiegeln, gehören das spezifische Gewicht, Dichte, Schmelz- und Siedepunkte sowie die Löslichkeit einzelner Substanzen.

Die **spezifischen Gewichte** der Metalle (Tab. 6.12) sind von Wackenroder schon sehr genau angegeben worden. Einzig beim Blei trat eine deutliche Differenz auf, die sich aber durch einen Schreibfehler in der Mitschrift zu erklären scheint, nämlich 11,33 g/ml anstatt 13,33 g/ml.

Die **Dichten** der Verbindungen weichen hingegen erkennbar von den heutigen Werten ab, weil bei ihnen die Messung nach dem Archimedes-Prinzip, bei dem das Volumen eines Körpers aus der Wägedifferenz zwischen Luft und Flüssigkeit ermittelt wird, durch deren Löslichkeit erschwert wurde. Auch waren chemische Verbindungen oft nicht sehr rein oder in ausreichend großen Mengen zu erhalten. Das heißt, dass sich bei schlechter löslichen und kristallinen Substanzen eine genauere Dichte bestimmen ließ.

---

350 Vgl. J. B. TROMMSDORFF (1806), 589–636

**Tab. 6.12**      *Angaben zur Dichte der Elemente und Verbindungen in der Mitschrift*

<b>Element / Verbindung</b>	<b>Dichte bei Wackenroder</b>	<b>Dichte, heutiger Wert</b>
<b>Elemente</b>		
Brom	2,98	3,14
Jod	4,948	4,932
Schwefel	1,98	2,07
Selen	4,30-4,32	4,7924
Phosphor	1,70-1,77	2,69
Kohlenstoff (Diamant)	3,51-3,55	3,51
Kalium	0,8651	0,862
Natrium	0,972	0,971
Barium	>4	3,61
Zinn	7,291	7,29
Quecksilber	13,575	13,631
Gold	19,2 / 19,4	19,3
Mangan	8,013	7,43
Eisen	7,795	7,87
Zink	7,196	7,13
Cadmium	8,604	8,642
Blei (1. Wert nach Berzelius)	11,495 / 11,33	11,337
Wismut (zwei Angaben)	9,833 / 9,79	9,79
Kupfer (zwei Angaben)	8,788 / 8,878	8,96
Silber	10,51	10,5
<b>Verbindungen</b>		
Wasserstoffsuperoxid	1,452	1,448
Salpetersäure	1,552	1,503
Schwefeltrioxid	1,97	2,42
Schwefelsäure	1,85	1,834
Selensäure	2,6	2,9

Phosphorsäure (P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> )	2,0	1,88 (H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> )
Bortrioxid	1,83	1,844
Borsäure	1,48	1,435
Schwefelkohlenstoff	1,272	1,7205
Quecksilber-II-chlorid	5,14	5,44
Bariumoxid (Hydroxid)	4	4,5

Ähnlich verhält es sich bei **Schmelz-** (Tab. 6.13), **Siede-** (Tab. 6.14) und **Sublimationspunkten**, die bis ca. 360°C (Siedepunkt von Quecksilber) schon recht genau waren. In diesem Bereich konnte noch mit einem Quecksilberthermometer gemessen werden. Darüber hinaus wurde die Temperatur über die Strahlungsintensität des Feuers definiert (Tab. 6.13). Dies entsprach der damaligen Laborerfahrung und war somit bei allen Chemikern als verständliche Angabe über das Temperaturverhalten der Stoffe in Gebrauch.

**Tab. 6.13**      *Angaben zu Schmelzpunkten in der Mitschrift*

Beschreibung der Temperatur	geschätzte Temperatur
schwache <b>Rotglühhitze</b>	ca. 500- 700 °C
<b>Rotglühhitze</b>	ca. 700- 900 °C
starke <b>Rotglühhitze</b>	ca. 900-1100 °C
schwache <b>Weißglühhitze</b>	ca. 1100-1400 °C
<b>Weißglühhitze</b>	ca. 1400-1800 °C
starke <b>Weißglühhitze</b>	ca. 1800-2200 °C
stärkste <b>Weißglühhitze</b>	ca. 2200-2800 °C

**Tab. 6.14**      *Angaben zu Siedepunkten in der Mitschrift*

Element / Verbindung	Temperatur bei Wackenroder	Heutiger Wert (°C)
Kalium	vor dem Rothglühen	753,8
Natrium	Schmelzpunkt von Glas	890
Barium	Sublimiert bei Weißglühhitze	1637
Zinn	stärkstes Weißglühfeuer	ca. 2687

Quecksilber	355 / 360	357
Antimon	starke Weißglühhitze	1637
Zink	Weißglühhitze	1520
Cadmium	einige Grade über Hg (357)	765
Blei	starke Rothglühhitze	1751
Wismut	schwache Weißglühhitze	1560
Kupfer	Weißglühhitze	2350
FeCl <sub>3</sub>	einige Grade über 100	319

**Tab. 6.15**      *Angaben zu Schmelzpunkten in der Mitschrift*

Verbindung Element	Temperatur bei Wackenroder	Heutiger Wert (°C)
Kalium	57	63,2
Kaliumcarbonat	bei hoher Rothglühhitze	900
Kaliumhydrogensulfat	250	218,6
Kaliumchlorat	ca. 400	368
Kaliumchlorid	Rothgluthitze	772
Natrium	ca. 90	97,8
Barium	Rothglühhitze	710
Bariumoxid	höchsten Temp.	1923
Strontium	weniger leicht als Ba	770
Strontiumoxid	bei heißesten Temperaturen	2460
Calciumoxid	höchste Hitzegr.	2600
Magnesium	ca. Silber 961,3	649,5
Magnesiumoxid	heftigste Feuergrade	2802
Aluminium	keine Angabe	659
Aluminiumoxid	Knallgasexplosion	2045
Kaliumaluminiumsulfat • 18 H <sub>2</sub> O	92	91
Aluminiumchlorid	100	192
Zinn	228	231,9
Zinn-IV-chlorid	< 29	-33,3
Quecksilber	-39,5	-38,86
Gold	höher als Ag (961)	1065
Platin	nicht schmelzbar	1769
Antimon	432	630,5
Mangan	vor dem Eisen	1244
Eisen	sehr hohe Temperatur	1536

Zink	374	824
Cadmium	Rothglühhitze	321
Blei	322	327,4
Wismut	265	271
Kupfer	höher als Silber	1083
Silber	starke Hellrothglühhitze	961

## 6.7 Chemisch-technische Ausführungen

Wackenroder behandelte bei den Metallen auch deren wichtigsten gewerblichen Herstellungsverfahren. Das waren an erster Stelle die Reduktionsverfahren aus Erzen, die er am ausführlichsten beim Eisen darstellte. Aber auch die Gewinnung von Quecksilber, Gold, Zink, Kupfer und Silber wurden nach den damals gängigen Verfahren beschrieben. An dieser Tatsache lässt sich gut belegen, dass Wackenroder somit die gesamte anorganische Chemie las und für Apotheker für wichtig hielt. Viele Apotheker konnten damals durch diese Ausbildung auch in den Bereichen der technischen Chemie und Metallurgie tätig werden und dort wichtige Entwicklungen fördern.

Neben den Metallverbindungen, im Wesentlichen Salze, brachte Wackenroder seinen Studenten unter anderem technische Verfahren zur Herstellung von Soda, Salpeter und Chlorkalk nahe. Mit dem Kaliumcarbonat, das noch aus Pflanzenaschen gewonnen wurde, und dem Natriumsulfat, das als Abfallprodukt aus der Chlorbereitung anfiel, hatte Wackenroder einen Teil der damals wichtigsten technischen Verfahren in seine Vorlesung aufgenommen.

## 6.8 Pharmazeutische Aspekte in der Vorlesung

### 6.8.1 Einleitung

In der Vorlesungsmitschrift „Pharmazie“ scheinen nach heutigem Verständnis pharmazeutische Aspekte eine eher untergeordnete Rolle gespielt zu haben. Dieser Eindruck ist indes nicht richtig, da zur Zeit Wackenroders die Präparate der anorganischen Chemie einen Großteil der gängigen Arzneien lieferten. Die anorganische Chemie war somit ein wesentlicher Bestandteil der Pharmazie um die Mitte des 19. Jahrhunderts. Bei den im Folgenden aufgeführten Verbindungen verwies er auf gängige Pharmacopöen, da die in seiner Lehranstalt studierenden Apothekengehilfen schon viele dieser Zubereitungen in der Apotheke bereits kennen gelernt hatten. Stattdessen legte Wackenroder großen Wert auf die Qualität der Arzneimittel, die er mit sorgfältigen Reinheitsprüfungen erreichen wollte.

Entsprechend der damals stark chemischen Ausrichtung der Pharmazie, gab er nur ganz vereinzelt Hinweise auf medizinische Anwendungen. Über die Wirkung der Präparate finden sich nur wenige Aussagen, denn er legte offensichtlich den Schwerpunkt auf ein solides naturwissenschaftliches, chemisches Fundament der seinerzeit hauptsächlich handwerklich ausgerichteten Apothekerausbildung.

Man setzte zu seiner Zeit, wie z. B. aus dem „Handbuch der praktischen Arzneimittel-

lehre für Ärzte und Wundärzte“ von Ernst Horn aus dem Jahre 1803 ersichtlich ist<sup>351</sup>, fast jede bekanntere anorganische Verbindung zur medizinischen Heilbehandlung ein. Jedoch zeigt das Handbuch Horn's, dass insbesondere die pflanzlichen Präparate damals eine noch größere pharmazeutische Bedeutung besaßen und deshalb einen Großteil seines Handbuches einnahmen. In diesem Werk waren die anorganische Präparate, bis auf die von Wackenroder vorgestellten, schon eher eine Ausnahme.

Trotzdem gehörten viele der anorganischen Präparate zu den Produkten, die die Apotheker zu Beginn des 19. Jahrhunderts in kleinen Mengen zu liefern in der Lage waren.<sup>352</sup>

So wurden von Wackenroder hauptsächlich die Darstellung von Antimon-, Eisen- und Quecksilber-Präparaten behandelt. Ähnlich verhielt sich Liebig, der wie Wackenroder bei anderen Anorganika meistens nur auf eine Pharmakopöe verwies. Beide gaben oft auch nur an, dass es sich bei diesem Präparat um ein „*officinelles*“<sup>353</sup> handelte.

Die Wurzeln von diesen und anderen metallischen pharmazeutischen Präparaten lassen sich vielfach noch bis in die Zeit der Chimiatrie<sup>354</sup> zurück verfolgen.<sup>355</sup> Die am meisten verwendeten Metalle in dieser Zeit waren bei den Pharmacopoe-Präparaten laut Wolfgang Schneider Antimon (12), Kalium (11), Eisen (9), Calcium (6), Quecksilber, Gold und Blei (je 4), Zinn (2) und Kupfer, Zink, Arsen und Silber (je 1).<sup>356</sup> Dies spiegelt sich auch in Wackenroders Vorlesung in der Ausführlichkeit wider, mit der er die einzelnen Metalle vorstellte (siehe Tab. 6.6).

Wackenroder zitierte fast immer aus der preußischen Pharmacopoe, nur zweimal wird die hannoveranische und einmal die sächsische als Quelle genannt. Hier zeichnet sich auch in pharmazeutischen Belangen eine Vormachtstellung Preußens ab. Wackenroder betonte 1837 in seiner „*Nachricht über das pharmaceutische Institut zu Jena*“:

„Dann wird von mir **practische Pharmacie** nebst **pharmaceutischer Chemie** vorgetragen, wobei vorzugsweise die fünfte Ausgabe der *Pharmacopoea Buro-sica* berücksichtigt wird.“<sup>357</sup>

Die Zusammenfassung folgender Präparate soll exemplarisch belegen, dass Wackenroder in seiner Vorlesung nur wenige spezielle Darstellungsmethoden abhandelte. Er er-

---

351 E. HORN (1803), 42–62

352 Vgl. W. SCHRÖDER (1960), 36

353 bedeutet: arzneilich, als Heilmittel durch Aufnahme in das amtliche Arzneibuch anerkannt

354 iatros (griech.) = Arzt, Zeitabschnitt in der Geschichte der Medizin, Pharmazie und Chemie; mitbegründet durch Paracelsus, in der Pharmazie ca. 1600 bis 1670, vgl. W. SCHNEIDER (1972), 104.

355 Wichtigste Vertreter waren Franz de la Boe (1614–1672), genannt Sylvius und Johann Baptist van Helmont (1577–1644). Beide glaubten über ein gestörtes Säure-Alkali-Gleichgewicht die „Schärfe der Körpersäfte“ regulieren zu können und setzten dazu anorganische Substanzen ein, vgl. W. SCHNEIDER (1972), 122 und ebenso S. ENGELS / R. STOLZ (1989).

356 W. SCHNEIDER (1972), 117

357 H. W. F. WACKENRODER (1837) Bd 21, 237; gemeint ist hier die *Pharmacopoea Borussica*, 5. Ausgabe von 1829

klärte seinen Studenten vielmehr die Basis, auf der die Reaktionen nach damaligem Verständnis erklärbar waren, nämlich nach der anorganischen Chemie der einzelnen Präparate.

Dabei fällt auf, dass sich Wackenroder um eine möglichst korrekte Nomenklatur bemühte, d. h. nach den damaligen Regeln der anorganischen Chemie vorgeing. Dies war in der Mitte des 19. Jahrhunderts durchaus nicht selbstverständlich, da die Substanzen mit den unterschiedlichsten Trivialnamen benannt wurden. Ernst Friedrich Anthon gab dazu ein „Handwörterbuch der chemisch-pharmazeutischen und pharmakognostischen Nomenklaturen“ heraus, in dessen Vorwort er feststellte:

*„Die mannigfaltigen Benennungen, welche sowohl die rohen, als hauptsächlich die zusammengesetzten Arzneistoffe, seitdem man so bedeutende Fortschritte in der Chemie und Pharmazie gemacht hat, veranlassten mich zur Abfassung dieser Schrift.“*<sup>358</sup>.

Allein dem Magnesiumcarbonat wurden so viele Namen zuteil, dass damit eine gedruckte Seite gefüllt werden konnte.<sup>359</sup>

Wackenroder behandelte in seiner Vorlesung die folgenden bekannteren pharmazeutischen Metallpräparate.

### 6.8.2 Die beschriebenen Präparate bei den Nichtmetallen

Bei den Elementen **Sauerstoff** und **Wasserstoff** stellte Wackenroder keine pharmazeutischen Präparate vor. Erst beim **Stickstoff**, speziell beim Ammoniak nannte er die folgende Präparate

- Liquor ammonii vinous, ein weingeisthaltiges Ammoniak
- Liquor ammonii anisa[tu]s, ein schwach weingeisthaltiges Ammoniak mit ätherischen Ölen versetzt
- Liquor ammonii oleoso aromatii, eine Lösung von einen durch destillation erhaltenen Ammoniumcarbonates mit teerartigen Verbindungen.

Alle diese Präparate wurden u. a. als Reizmittel verwendet.

Bei den Halogenen Chlor, Brom und Jod beschrieb Wackenroder nur beim **Jod** auch deren pharmazeutische Verwendung und nannte namentlich folgende Präparate:

- „**Jodtincktur**“ (ethanolische Jodlösung) und das
- „**Lugollischen Mittel**“ (Jod-Jodkalium-Lösung [KJ<sub>3</sub>]).

**Schwefel** wurde seit alters her als Medikament sowohl innerlich als auch äußerlich an-

358 E. F. ANTHON (1833), Vorrede V

359 E. F. ANTHON (1833), 216



gewendet. Bei der gereinigten Schwefelsäure werden die Mischungen mit Alkohol, die „sauren Schwefelsäure Mixturen“ behandelt; Wackenroder nannte folgende Arzneimittel:

- *Aqua Kabellii*
- *Elixier acid. Halleri*<sup>360</sup>
- *Hannoveranische Sauerelixir*

Diese Verbindungen waren saure Lösungen mit ätherischen Anteilen, die belebend wirkten und fanden deshalb in der Pharmazie breite Anwendung.

Bei der gereinigten Schwefelsäure gab Wackenroder deren Verwendung zur Herstellung von „*Lac sulfuris cert.*“ einer Schwefelmilch an, die er später in der Vorlesung noch ausführlich beschrieb, indem er verschiedenen Methoden der Darstellung sowie die ausgiebige Prüfungen auf Reinheit behandelte. Ebenfalls widmete er dem Schwefelbalsam, eine Lösung des Schwefels in Fetten und flüssigen Ölen, und dem Schwefel-Leinoel, einer Lösung von Schwefel in Leinöl und Terpentin, je einen eigenen Absatz mit detailliertem Angaben über deren Zubereitung.

**Phosphor** wurde eine aphrodisierende Wirkung zugeschrieben<sup>361</sup>. In seiner Vorlesung beschrieb Wackenroder nur seine Lösung in „**fetten Oelen**“, die Eingang in die Pharmazie gefunden hatten, und die Auflösung des Phosphors in Aether. Bei beiden wurden die Reinheitsanforderungen besonders hervorgehoben.

Beim **Kohlenstoff** nannte Wackenroder die verschiedenen „aktiv“ Kohlen, die in der damaligen Pharmazie angewendet wurden; speziell

- Vegetabilische Kohle (Pflanzenkohle), die ziemlich rein war, und
- Stickstoffkohlen, mit folgenden Varianten:
  - Blutkohle
  - Schwarzgebrannte Knochen
  - Fleischkohle
  - Schwammkohle

Des Weiteren wurde ein „**Brenzlich kohlensaures Ammoniak**“ vorgestellt, das aus der trockenen Destillation von Knochen gewonnen wurde.

### 6.8.3 Die beschriebenen Präparate bei den Metallen

**Kalitinktur**, eine Lösung von Kaliumhydroxid in Ethanol mit einer Dichte von 0,904g/ml, die nach Liebig in starker Verdünnung innerlich angewendet werden sollte.<sup>362</sup> Laut preußischer Pharmakopöe wurden zur gesättigten Kalitinktur 4 Unzen (ca.

---

360 Benannt nach dem Arzt Albrecht von Haller (1708–1777), vgl. G. BUGGE (1984), Bd 1, 195

361 J. PEREIRA (1838), 370

362 J. V. LIEBIG (1843), Bd 2, 793

117 g) Ätzkali und 2 Pfund (ca. 701 g) rektifizierter Weingeist vermischt.<sup>363</sup>

**Hallisches Magenpulver**, eine Mischung aus Kaliumsulfat mit Quecksilbersulfid, zu dem keine weitere Information gegeben wurde. In der Literatur findet sich lediglich ein „Hallisches Lebenspulver“ aus Antimon diaphoreticum martiatum. Hier handelte es sich um einen der vielen Namen eines Quecksilberpräparates, die teilweise regional begrenzt blieben.

**Schwefelleber**, dieses Produkt, das durch Zusammenschmelzen von Kaliumcarbonat mit Schwefel entsteht, ist ein Gemenge von Kaliumpolysulfiden, Kaliumthiosulfat und Kaliumsulfat. Sie fand ihre erste Erwähnung in der württembergischen Pharmakopoe von 1741<sup>364</sup>. Wackenroder beschrieb zwei Darstellungsweisen, eine unter Verwendung von zwei Teilen Kaliumcarbonat und einem Teil Schwefel, wie sie auch die preußische Pharmakopoe forderte<sup>365</sup>, und eine, als „*die neuere*“ bezeichnet, mit den gleichen Teilen der beiden Reaktanten. Wackenroder äußerte sich aber nicht über deren pharmazeutischen Gebrauch. Die Ausführlichkeit der Behandlung in der Vorlesung und damit die Wichtigkeit für den angehenden Apotheker lässt jedoch auf die Bedeutung der Schwefelleber als pharmazeutisches Präparat schließen. Liebig bemerkte zur Darstellung:

*„Zum pharmazeutischen Gebrauch bereitet man sich das Schwefelkalium durch gelindes Schmelzen eines Gemenges von gleichen Teilen Schwefel und einfach-kohlensaurem Kali in einem gußeisernen Geschirr, ...“*<sup>366</sup>

und gibt, wie Wackenroder, die unterschiedlichsten Reaktionsgleichungen an:

- $v \text{ KO}_2\text{CO}^2 + w \text{ S} = x \text{ KS}^5 + y \text{ KO}_2\text{S}^2\text{O}^2 + z \text{ KO}_2\text{SO}^3$  (Wackenroder)
- $10 \text{ KO}_2\text{CO}^2 + 28 \text{ S} = 5 \text{ KS}^5 + 5 \text{ KO}_2\text{S}^3\text{O}^5$  (Wackenroder)
- $4 \text{ CO}_2\text{,KO} + 10 \text{ S} = \text{SO}^3\text{,KO} + 3 \text{ KS}^3$  (Liebig / teilw. Wackenr. / nach Berzelius)

Gmelin vertrat die Ansicht, dass es sich bei der Schwefelleber um „*zweifach- bis fünf-fach-Schwefel-Kalium*“<sup>367</sup> handeln würde. Die Komplexität dieser Reaktionen soll folgende Formel verdeutlichen.



Hierbei sind eine große Anzahl weiterer Variaten in der Zusammensetzung der Polysulfide möglich.

Liebig wies auch auf die pharmazeutischen Anwendungen der Schwefelleber hin, und zwar innerlich als Pulver oder Pille und äußerlich als Zusatz zu Bädern<sup>368</sup>. Horn erwähnt

363 F. P. DULK (1833), Bd 2, 810

364 H. WIETSCHORECK (1960), 289

365 F. P. DULK (1833), Bd 2, 500

366 J. V. LIEBIG (1843), Bd 1, 368

367 L. GMELIN (1844), Bd 2, 35

368 J. V. LIEBIG (1843), Bd 1, 368

lediglich das Schwefelbad<sup>369</sup> und Neumann gibt weitere Indikationen für die Schwefelleber an, nämlich gegen Gicht, gegen Hautkrankheiten und bei Metallvergiftungen<sup>370</sup>.

**Kohlensaures Magnesiumoxyd**, beim Magnesiumcarbonat verwies Wackenroder unter anderem auf die seiner Zeit gültige preußische Pharmacopoe. Friedrich Philipp Dulk (1788–1857) und Wackenroder beschrieben beide die gleiche Darstellung, sowie ein Problem mit der Struktur des Endproduktes. Es handelt sich hierbei um die Feinheit des Magnesiumcarbonats, die sogenannte „Lockerheit“, die durch das Fällungsverfahren gesteuert wurde<sup>371</sup>. Diskutiert wurde auch die genaue Zusammensetzung, die Liebig wie folgt  $MgO$ ,  $3 MgOCO_2$ ,  $4aq$  angab<sup>372</sup> und aus der sich auch die leichte Zersetzbarkeit des Magnesiumcarbonates erklären lässt. Wackenroder sprach an dieser Stelle auch vom *„4/5 kohlensauren Salz“*, was der heutigen Formel für „Magnesia alba“ [ $Mg(OH)_2 \times 4 MgCO_3 \times 4 H_2O$ ] entspricht<sup>373</sup>. Auch hier wird erkennbar, dass Wackenroder über fundierte chemische Kenntnisse verfügte und eigene Auffassungen vertrat, die in der damaligen Zeit als richtungsweisend anzusehen sind.

**Quecksilbersalbe**<sup>374</sup>, war eine Verreibung von metallischem Quecksilber in Talg und gegebenenfalls Terpentin. In der Mitschrift finden sich keine quantitativen Angaben, sondern nur die Prinzipien der Herstellungsweise. Die preußische Pharmakopöe von 1833 schrieb 12 Unzen Quecksilber, 2 Unzen vorrätige graue Quecksilbersalbe, 8 Unzen Hammeltalg und 16 Unzen zuvor geschmolzenes Schweineschmalz vor<sup>375</sup>. Wie in der Pharmakopöe so wird auch bei Wackenroder gefordert, dass man beim Herstellen der Salbe keine Quecksilbertröpfchen mehr erkennen darf. Wackenroder stellte dies mit Hilfe einer Lupe fest, was seinen akribischen Arbeitsstil bei der Prüfung der Präparate charakterisiert.

Er behandelte an dieser Stelle seiner Vorlesung auch die Herstellung eines entsprechenden Pflasters mit Terpentinoel und Teer, eine der wenigen genaueren pharmazeutischen Herstellungsvorschriften die sich in der Vorlesung finden.

Wackenroder stellte allerdings nicht die Frage nach der Giftigkeit des Quecksilbers, die

---

369 E. HORN (1803), 528

370 Bei K. G. NEUMANN (1850), 549 heißt es: „Aeusserlich aber, in Bädern, ist die Schwefelleber unstreitig eines der werthvollsten, ja unentbehrlichen Mittel bei hartnäckigen Hautkrankheiten, selbst syphilitischen Ausschlägen, gegen die das Quecksilber so oft nicht die gewünschte und erwartete Wirkung thut.“

371 F. P. DULK (1833), Bd 2, 557

372 J. V. LIEBIG (1843), Bd 1, 549

373 HOLLEMAN / WIBERG (1985), 909

374 Über die Anwendung der Quecksilbersalbe schreibt E. HORN (1803), 477–509: „Wurde in den älteren Zeiten gewöhnlich zur Hervorbringung des Speichelflusses bei der Behandlung der Lustseuche (Syphilis) angewendet. [...] auch bei Drüsenverhärtung und asthenischen Entzündungen empfohlen.“

375 PHARMACOPAEA BORUSSICA, 261 (Unguentum Hydrargyri Cinereum)

damals durchaus bekannt war. Ernst Horn äußerte sich dazu schon 1803 sehr konkret:

*„Es kann nicht genug beherzigt werden: Die Quecksilbermittel sind, innerlich gebraucht, unmittelbar schwächende Potenzen. Sie sind dem lebenden Organismus absolut zuwider.“*<sup>376</sup>

Auch Dumas bemerkte: *„Auf den thierischen Organismus wirkt er sehr entschieden und erzeugt ein nervöses Zittern.“* In einem Toxikologie Handbuch von 1838 fand sich folgende Aussage: *„metallisches Quecksilber als Kügelchen verschluckt geht schnell aus dem Körper; Dämpfe sind aber sehr giftig.“*<sup>377</sup>

Liebig schrieb wie folgt darüber: *„In der Pharmacie wird das Quecksilber zu vielen wichtigen Präparaten verwendet.“*<sup>378</sup>, äußerte sich jedoch nicht zum medizinischen Einsatz von Quecksilber-Präparaten. Doch seit Paracelsus ist bis heute unstrittig, dass *„mit der Giftwirkung des Quecksilbers naturgemäß auch eine Heilwirkung verbunden ist.“*<sup>379</sup>

**Quecksilbernitrate**, sowohl Hg-(I)- als auch Hg-(II)-nitrate fanden damals vereinzelt medizinische Verwendung, allerdings waren sie zur Zeit der Entstehung der Mitschrift nicht mehr offizinell<sup>380</sup>. Sie wurden jedoch als Ausgangssubstanzen zur Darstellung weiterer Quecksilberpräparate verwendet und nicht zuletzt deshalb in der Vorlesung von Wackenroder ausführlich behandelt.

**Pulvis hypnoticus**, ist Quecksilber-(I)-sulfid und hatte viele Namen, Ernst Friedrich Anthon (um 1850) führte es unter dem Namen „Hydrargurum sulpharatum nigrum“ auf<sup>381</sup> und zählte 43 weitere Bezeichnungen auf. Liebig erwähnte, dass es „nicht officinell“<sup>382</sup> sei. Auch Wackenroder stellte es unter „*Pulvis hypnoticus*“ vor und erörterte seine Darstellung durch die Umsetzung von Quecksilber-(I)-nitrat und Schwefelwasserstoff.

**Liquor Hydrargyrum muriaticum corrosivum** und das **Aqua phagadaenica** sind beides Darreichungsformen des Quecksilber-(II)-chlorids. Sie wurden nur noch äußerlich verwendet, z. B. als Verbandsmittel<sup>383</sup> oder noch spezieller bei Geschwüren<sup>384</sup>. Im Vergleich zur preußischen Pharmakopöe ( 24 Gran Aetzsublimat + 16 Gran Kalkwas-

---

376 E. HORN (1803), 489

377 J. F. SOBERNHEIM / J. F. SIMON (1838), 238

378 J. LIEBIG (1843), Bd 1, 436

379 A. F. HOLLEMAN / N. WIBERG (1985), 1044

380 Vgl. F. P. DULK (1833), Bd 2, 424ff

381 E. F. ANTHON (1833), 181

382 J. LIEBIG (1843), Bd 1, 568

383 Vgl. K. G. NEUMANN (1850), 290

384 E. HORN (1803), 548

ser)<sup>385</sup> nennt Wackenroder hier keine Gewichtsangaben, sondern beschrieb statt dessen die Umsetzung zu Quecksilber-(II)-oxid und Calciumchlorid. Er ging in dieser Vorlesung also konsequent auf die Chemie dieser pharmazeutischen Präparate ein.

Bei der Herstellung des **Quecksilber-(II)-chlorid** gab Wackenroder auch die Methode an, die in der preußischen Pharmakopöe beschrieben wurde, nämlich die Sublimation gleicher Teile Quecksilbersulfat und Natriumchlorid ( $\text{HgSO}_4 + 2 \text{NaCl} = \text{HgCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$ )<sup>386</sup>. Die Giftigkeit dieses Präparates war bekannt, aber auch mit welchen Gegengiften (z. B. Sulfiden) man dies, wenn sie verschluckt wurden, behandeln musste.<sup>387</sup>

Ferner behandelte Wackenroder **Quecksilberamid-Verbindungen**, deren Anwendung nur äußerlich z. B. gegen (Schuppen-) Flechte erfolgte<sup>388</sup>. Er stellte dabei folgende Substanzen vor:

Unschmelzbares weißes Quecksilberpräzipitat, das schon im 15. Jahrhundert von Raimundus Lullus (1235–1315) beschrieben<sup>389</sup> wurde, und, wie die folgende Tabelle ausweist, schon ausgiebig untersucht worden war.

Formel heute	[Hg(NH <sub>2</sub> )Cl]
Formel Wackenroder	$\text{HgCl}^2 \text{HgH}^4\text{N}^2$
Formel Liebig	$\text{N}_2\text{H}_6, \text{Cl}_2\text{H}_2 + 2\text{HgO}$
Formel Gmelin	$\text{HgCl}, \text{HgNH}_2 + \text{NH}_4\text{Cl}$

#### Schmelzbares weißes Quecksilberpräzipitat

Wackenroder lässt auch hier ausgezeichnetes chemisches Wissen erkennen, indem er von den beiden Präzipitaten die korrekte Summenformel angab.

Formel heute	[Hg(NH <sub>2</sub> )Cl]
Formel Wackenroder	$\text{HgCl}^2 \text{HgH}^4\text{N}^2 + \text{Chlorammonium}$
Formel Liebig	keine erkennbare Aussage
Formel Gmelin	$\text{NH}_3, \text{HgCl}$ oder $\text{Hg}_3\text{NH}_2 + \text{HgCl} + \text{NH}_4\text{Cl}$ oder $\text{Hg}_3\text{N} + \text{HgCl} + 3(\text{NH}_4\text{Cl})$

#### Millon'sche Base (Chlorid-Form) [Hg<sub>2</sub>N]Cl:

Diese war um 1840 von dem französischen Arzt und Chemiker Eugène Auguste Nicolas

385 F. P. DULK (1833), Bd 2, 267

386 PHARMACOPŒA BORUSSICA (1829), 120

387 K. G. NEUMANN (1850), 288

388 K. G. NEUMANN (1850), 292

389 J. LIEBIG (1843), Bd 1, 564

Millon (1812–1867) bei der Einwirkung von wässrigem Ammoniak auf Quecksilberoxid entdeckt worden und fand unverzüglich Berücksichtigung in Wackenroders Vorlesung. Er erhielt die Base durch Kochen des wässrigen unschmelzbaren weißen Präzipitates gemäß



Diese Verbindung wurde von Wackenroder, wie auch von Liebig und Gmelin, als unlösliches gelblichweißer Niederschlag beschrieben, ohne jedoch auf die analytischen Angaben einzugehen.

„Mercurius solubilis Hahnemanni“

Es handelt sich hierbei um das Nitrat der Millon'schen Base, dessen Bereitung der Arzt Samuel Hahnemann (1755–1843), der Begründer der Homöopathie, 1786 als erster beschrieben hatte.

An dieser Verbindung mit ihrer komplexen Struktur zeigt sich deutlich die Grenze der damaligen Chemie. Name und Formel ließen sich mit den zur Verfügung stehenden Theorien in keiner Weise schlüssig deuten, was bei den Chemikern zu unterschiedlichen Zuordnungen führte. Wackenroder beschrieb die Darstellung seiner Zeit entsprechend, indem er die Phänomene dieser Reaktion genauestens darlegte.

<b>Formel heute</b>	$[\text{Hg}_2\text{N}]\text{NO}_3$
Formel Wackenroder	$\text{H}^6\text{N}^2 + 3 \text{Hg}^2\text{O} + \text{N}^2\text{O}^5 + \text{aq}$
Formel Liebig	$\text{N}_2\text{H}_6, \text{N}_2\text{O}_5 + 3 \text{Hg}_2\text{O}$
Formel Gmelin	$3 \text{Hg}^2\text{O} + \text{NH}^4\text{O}, \text{NO}^5$

Gmelin ordnete zu den Quecksilber-Stickstoff-Verbindungen noch das „**Sal Alembroth**“ (Salz der Weisheit), das er als „*Einfachchlor-quecksilber-Salmiak* ( $\text{HgCl} + \text{NH}_4\text{Cl}$ )“ bezeichnete und das unter anderem zur Bereitung des weißen Präzipitats verwendet wurde. Wackenroder behandelte diese Substanz separat bei den beiden Quecksilberchloriden.

Horn schrieb den hier genannten Quecksilber-Präparaten im Wesentlichen pharmazeutische Wirkung bei „*venerischen Drüsengeschwulsten und Geschwüren*“<sup>390</sup> zu. Man erkennt die schon oft gezeigte Verbindung von pharmazeutischen und chemischen Aspekten, beide lassen sich auch hier nicht voneinander trennen. Wackenroder hob in seiner Vorlesung allerdings die chemischen Gesichtspunkte deutlich hervor.

Neben den Quecksilberpräparaten spielten zur damaligen Zeit die Verbindungen des **Antimons**<sup>391</sup> eine herausragende Rolle. Mueller-Jahnke und Friedrich bezeichnen sie als

390 E. HORN (1803), 503

391 Vgl. W.-D. MÜLLER-JAHNKE / C. FRIEDRICH (1996), 65–67

„>Leitarzneimittel< des 17. Jahrhunderts“. Für Horn waren sie „Schwächungsmittel um die Aktivität einzelner Organe herabzusetzen“<sup>392</sup>, eine damals gültige Annahme, die sich aus dem Verständnis über das „Gleichgewicht der Säfte“ ableitete. Auch Karl Georg Neumann gab 1850 noch eine detaillierte Beschreibung der Antimonpräparate für die medizinische Anwendung mit besonderem Augenmerk auf den Brechwein.<sup>393</sup> Wackenroder hielt sich hier wieder recht konsequent an die chemischen Aspekte der Präparate.

**Antimonsulfide und -oxisulfide**, sowohl die Antimon-(III)- als auch die Antimon-(V)-verbindungen wurden als Präparate verwendet. Liebig nannte vier (vgl. Tab. 6.16)<sup>394</sup> und wies bei den Antimonsulfiden immer wieder auf deren Verwendung in der Pharmazie hin, während Wackenroder, der die gleichen Substanzen vorstellte, sich im Wesentlichen auf deren Herstellung und ihre Reinheitsprüfungen konzentrierte. Gmelin stellte in seinem Werk hingegen keinerlei Bezüge zur Pharmazie her<sup>395</sup>. Daran zeigt sich, dass Wackenroder in seiner Vorlesung konsequent pharmazeutische Anforderungen, die seiner Zeit noch nicht selbstverständlich waren, vortrug.

**Tab. 6.16**      *Angaben zu Antimonsulfiden bei Liebig*

$2 \text{ Sb}_2\text{S}_3 + \text{Sb}_2\text{O}_3$	Kermes
$\text{Sb}_2\text{S}_3$	Schwefelspießglanz
$\text{Sb}_2\text{S}_4$	Mischung der zwei Sulfide
$\text{Sb}_2\text{S}_5$	Goldschwefel

**Spießglanzseife**, (Sapo stibiatus) wurde aus Goldschwefel und Seife hergestellt. Die preußische Pharmakopöe von 1833 gab an, 1 Unze (29,2 g) pomeranzenfarbenen Spießglanzschwefel mit Kalilauge zu lösen und 6 Unzen (175,4 g) medizinischer Seife zu mischen<sup>396</sup>. Die Seife wurde bei Drüsenverhärtungen, Hautausschlägen und bei „Verstopfungen der Eingeweide“ eingesetzt<sup>397</sup>. Da den Apothekern die Pflicht oblag, pharmazeutische Produkte herzustellen und diese auf deren Qualität hin zu prüfen, stellte Wackenroder hier seinen Studenten für die Überprüfung der Qualität die wichtigsten Reaktionen und Methoden, wie Löslichkeiten, Niederschläge und Farbe, vor.

392 E. HORN (1803), 786

393 K. G. NEUMANN (1850), 508–527

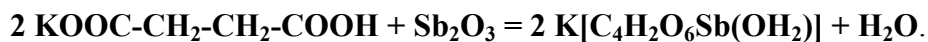
394 J. V. LIEBIG (1843), Bd 1, 463ff

395 L. GMELIN (1844), Bd 2, 740ff

396 F. P. DULK (1833), Bd 2, 688

397 E. HORN (1803), 745

**Brechweinstein** wurde 1631 von Adrian Mynsicht (1603–1638)<sup>398</sup> als Emetikum entdeckt. Bei diesem Präparat handelt es sich um das Kaliumsalz der Aquoantimonweinsäure, einem Komplex, der sich nach folgender Formel bildet:



Wackenroder verwendete die Formel, die Liebig Wallquist<sup>399</sup> und Dulk<sup>400</sup> zuschrieb, nämlich („*KO + Sb<sup>2</sup>O<sup>3</sup> + Ta<sup>401</sup> + 2 aq*“), während Dumas nur ein Teil Wasser angab. Die Differenz in den angenommenen Wasseranteilen lässt sich dadurch erklären, dass es sich je nach Bestimmungsmethode um das chemisch gebundene Wasser in der Weinsäure handelt. Die preußische Pharmakopöe von 1833 nahm „*je 4 Unzen graues Spießglanzoxyd, gereinigten Weinstein und dest. Wasser, digerierte 1 Stunde bis zu 80°R (100°C) gegen Ende*“. Danach wurde mit heißem Wasser auf fünf Pfund aufgefüllt und aus dieser Lösung kristallisierte der Brechweinstein aus, den er dann noch einmal zur weiteren Reinigung umkristallisierte<sup>402</sup>.

Wackenroder beschrieb nicht nur die Herstellungsvorschrift, sondern ging hier auf die Feinheiten der Darstellung ein. Dazu gehörte eine erhöhte Ausbeute durch Nachfällung aus der Mutterlauge und die Verwendung von Porzellan. Zusätzlich wurden die Prüfungen auf Reinheit beschrieben. Wackenroder legte hierbei besonderen Wert auf die Qualität dieses Präparates, speziell der Prüfung auf schädliches Arsen wies er große Bedeutung zu.

**Brechwein** war nach Wackenroder eine Auflösung von Antimon-(III)-oxid oder verschiedenen Antimon-(III)-oxisulfiden in möglichst säurefreiem Wein. Dazu empfahl er den spanischen Malaga. Als Reinheitsprüfung empfahl er, auf das Fehlen einer Ausfällung von Sb<sub>2</sub>O<sub>3</sub> in Anwesenheit von Säure zu prüfen. Der Effekt erklärte sich aus der Instabilität des Antimono-Tartrat-Komplexes bei niedrigen pH-Werten. Auch hier gab Wackenroder kurz und prägnant das Wesentliche wieder.

## Eisen

Wackenroder galt auf dem Gebiet der **Eisenpräparate**, denen er seine Habilitationsschrift gewidmet hatte, als Kapazität, legte aber in seiner Vorlesung den Schwerpunkt

398 Adrian S(e)ümenicht war Leibarzt von Herzog Adolph Friedrich von Mecklenburg, später wurde er geadelt in Adrian von Mynsicht (1603–1638), vgl. H. SCHELENZ (1904), 482.

399 Elof Wallquist (1797–1857) war Arzt und Professor für Pharmazie in Stockholm und Schüler von Berzelius, wird in der preußische Pharmacopöe beim Brechweinstein zitiert, vgl. F. P. DULK (1833), Bd 2, 791f.

400 Friedrich Philip Dulk (1788–1857) war Königsberger Apotheker und Dozent und übersetzte unter anderem die preußische Pharmakopöe von 1833. Er war auch Mitglied der Mineralogischen Gesellschaft zu Jena, der auch Wackenroder angehörte.

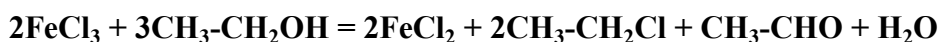
401 Ta oder Tr war die gängige Abkürzung für Weinsäure, und zwar 2 Moleküle Weinsäure, vergleiche hierzu die Vorlesungsmitschrift.

402 F. P. DULK (1833), Bd 2, 791ff



lediglich auf die Chemie der Präparate. Die pharmazeutischen Produkte, wie **Crocus martis aperitivum**, die **eisenhaltigen Salmiakblumen** und der **Liquor ferri muriatici oxydati**, d. h. zerflossenes Eisen-III-chlorid, wurden von Wackenroder daher vornehmlich unter chemischen Gesichtspunkten betrachtet. Er erläuterte speziell die typischen Reaktionen und wie bei fast allen pharmazeutischen Präparaten die Reinheitsanforderungen.

**Eisenhaltiger Aetherweingeist** ist nach heutiger Nomenklatur ein Gemisch aus Eisen-II-chlorid, Ether, Alkohol und etwas Chlorethan und Acetaldehyd. Sowohl Wackenroder als auch Liebig beschrieben die Herstellung in nahezu gleicher Weise<sup>403</sup>. Der einzige Unterschied bestand darin, dass Wackenroder kein Acetaldehyd erwähnte. Bei Liebig wurde dieses Reaktionsprodukt in Klammern mit aufgeführt. Das Arzneimittel wurde wie folgt hergestellt: Lösen von Eisen-(III)-chlorid in Diethylther, Zugabe von Ethanol, damit das sich bildende, in Ether unlösliche Eisen-(II)-chlorid in Lösung bleibt. Mit Hilfe des Sonnenlichtes reduziert sich das Eisen, und es bilden sich Chlorethan und Acetaldehyd nach folgender Formel:



Trommsdorff beschrieb 1808 eine ähnliche Herstellung., Besonders wies er auf die Qualität des Spiritus beim „*SPIRITUS SULPHURICUS AETHERUS MARTIATUS. Eisenhaltiger Schwefeläthergeist.*“ hin, denen er auch den Namen „*Bestuscheeffs Nerventinktur*“ oder „*Lamottsche Goldtropfen*“ gab.<sup>404</sup>

Horn bezeichnete es als „*eines der empfehlenswerthesten Eisenpräparate*“<sup>405</sup> Liebig gab an, dass unter anderem die Darstellung von Klaproth, Buchholz<sup>406</sup> und Trommsdorff verbessert und vereinfacht wurde. Dies unterstreicht den Einsatz dieses Präparates, das als schmerzstillendes und nervenberuhigendes Medikament innerlich eingesetzt wurde<sup>407</sup>. Wackenroder behandelte in seiner Vorlesung nur die chemischen Grundlagen und analytischen Prüfungen.

**Jodeisen/Eisensyrup** ist Eisen-(II)-jodid, das in einer konzentrierten Zuckerlösung gegen Oxidation stabilisiert wurde. Es handelte sich hierbei um ein recht neues Präparat<sup>408</sup>, da Jod erst 1814 entdeckt und elementar dargestellt wurde. Nach der preußischen Pharmakopöe von 1833 wurde eine Eisen-(II)-jodid-Lösung mit Milhzucker (Laktose)

---

403 J. V. LIEBIG (1843), Bd 2, 705

404 J. B. TROMMSDORFF (1808), 149

405 E. HORN (1803), 781

406 Christian Friedrich Buchholz (1770–1818) war ein deutscher Apotheker und Chemiker wirkte in Erfurt.

407 J. V. LIEBIG (1843), Bd 2, 704f

408 Vgl. J. V. LIEBIG (1843), Bd 2, 525: „-Wird in neuester Zeit äußerlich und innerlich als Arzneimittel angewendet.-[...], ist bis jetzt nicht officinell.“

gesättigt und eingedickt. Danach pulverisierte man dann die fest gewordene Mixtur zu dem gewünschten Präparat<sup>409</sup>. Wackenroder beschrieb die Herstellung eines konzentrierten Sirups und verwies an dieser Stelle auf die Darreichungsform, indem er sagte: „*Er darf nur mit Syrup simplex [Zuckerlösung] verschrieben werden*“.

Karl Georg Neumann bemerkte noch 1850 über die Anwendung dieses Präparates:

„*Empfohlen ist er worden gegen Scrofuln*<sup>410</sup>, *Chlorose*<sup>411</sup>, *Darmschwindsucht*, *Amenorrhoe*<sup>412</sup>, *Leukorrhoe*<sup>413</sup> *und Lungensucht, äusserlich gegen cariöse*<sup>414</sup> *Geschwüre.*“<sup>415</sup>.

Als Begründung für die Vielseitigkeit gab er an:

„*In diesem Mittel sind zwei diametralisch entgegengesetzte Stoffe verbunden, der eine fähig, die organischen Substanzen zu erhalten, der andere sie zu schmelzen.*“.

Auch Jonathan Pereira (1804–1853)<sup>416</sup> beschrieb seine Anwendung wie folgt:

„*Das Jodeisen soll angezeigt sein, wo wir die Einwirkung des Jods und des Eisens vereinigen wollen, z. B. in der Skrophelsucht*<sup>417</sup>, *Amenorrhoe, den Drüsenanschwellungen, in einigen Formen von Bronchocele u. s. w.*“<sup>418</sup>.

Wackenroder behandelte dieses Präparat in der Vorlesung ausführlich, was darauf schließen lässt, dass er sich damit sehr intensiv beschäftigt hatte.

Auch bei den weiteren, in der Vorlesung behandelten Metallen, finden wir Verbindungen, die Verwendung als pharmazeutische Präparate fanden, wie beispielsweise **Zinkoxyd**, auch Zinkblume (Flores Zincii) genannt. Zinkoxid wird auch heute noch, meist in Salben, eingesetzt. Damals wurde es zusätzlich innerlich verabreicht, es galt als „*sehr wirksam gegen krampfhafte Uebel*“<sup>419</sup>. Bei dieser Verbindung zog Wackenroder keine offensichtliche Verbindung zur Pharmazie, trotzdem wurde über die Beschreibung der Herstellung und der Reinheitsanforderungen, dessen Verwendung als pharmazeutischen Präparat erkennbar.

**Zinkchlorid und Zinksulfat** fanden als Brechmittel und bei Augenleiden Angewen-

---

409 Pharmacopoea Borussica, 91

410 [tuberkulöse] Haut- und Lymphknotenerkrankung bei Kindern

411 Bleichsucht bei Menschen infolge Verminderung des Blutfarbstoffes

412 Ausbleiben bzw. Fehlen der Menstruation

413 weißlicher Scheidenausfluss ohne Blutbeimengung (Frauenkrankheit)

414 angefaulte

415 K. G. NEUMANN (1850), 238

416 vgl. H. SCHELENZ (1962), 677

417 Scrofulae (lat.) = Halsdrüse, Halsdrüsengeschwülste, war früher eine gebräuchliche Bezeichnung für einen Symptomenkomplex (Augenentzündung, chronischer Schnupfen und Lymphknotenschwellung) bei tuberkulösen Kindern.

418 J. PEREIRA (1838), 651

419 E. HORN (1803), 863

dung<sup>420</sup>. Wackenroder erwähnte auch hier nur ihren Einsatz in medizinischen Präparaten, indem er davon abriet eine aufwendige Entfernung des Eisens vorzunehmen. Dieser Reinigungsschritt wurde durch Oxidation zum Eisen-(III) mit Chlor und anschließender Digestion über Zinkoxid erreicht. Wackenroder blieb anwendungsbezogen, denn der Aufwand der Reinigung stand hier in keinerlei Verhältnis zum Nutzen, da Spuren von Eisen die Indikation nicht störten. Man erkennt daran sehr gut, dass Wackenroder keine übertriebene Reinheitsforderungen anstrebte, sondern sachlich nachvollziehbare Ansprüche an die Qualität der pharmazeutischen Präparate vermittelte, was für seinen Pragmatismus spricht.

**Bleipflaster und Bleisalbe** wurden auf der Basis von Bleicarbonat hergestellt. Horn empfahl das Pflaster bei unter der Bezeichnung „Emplastum cerussae“ gegen Verbrennungen, stark nässenden Geschwüren und Durchliegen nur bedingt<sup>421</sup>. Über die Salbe bemerkte er 1803: „gegen Verbrennungen, Exkorationen<sup>422</sup>, Hämorrhoidknoten, da (es den) schädlichen Einfluss der äußeren Atmosphäre abhält.“. Gleichzeitig betonte er „Die Bleiweißsalbe wird daher mit Recht von guten Wundärzten fast gar nicht mehr gebraucht.“<sup>423</sup>.

Bei Neumann wurden schon 1850 beide nicht mehr zu den medizinischen Präparaten gezählt. Wackenroder erwähnte beim Bleipflaster nur dessen Löslichkeit in Salpetersäure unter Abscheidung der Fettsäuren, nachdem er zuvor die Reinheitskriterien von Bleiweiß ausführlich dargelegt hatte. Dies deutet auch bei Wackenroder auf eine geringe Akzeptanz dieses Präparates zur medizinischen Anwendung hin; statt dessen wurde die Bedeutung als Farbpigment in den Vordergrund gestellt.

**Bismuthoxynitrat** wurde bei „Mutter- und Magenkrämpfen“ eingesetzt<sup>424</sup>. Liebig gab eine Verwendung innerlich als Pulver und äußerlich als Schminke, die sich im Sonnenlicht verdunkelt, an<sup>425</sup>. Bei Wackenroder lässt sich durch die Ausführlichkeit seiner Behandlung in der Vorlesung, speziell die der Reinheitsanforderungen, auf eine pharmazeutische Anwendung schließen.

**Kupfertetraminsulfat**, die preußische Pharmakopöe nannte als Formel „2 NH<sup>3</sup>, CuO-

---

420 E. HORN (1803), 864 „Zum inneren Gebrauch als Brechmittel und zu anderen Zwecken ganz entbehrlich.-Aeußerlich wird er im Wasser aufgelöst [...] gegen Augenfehler, auch bei Aphthen, mit Nutzen gebraucht.“

421 E. HORN (1803), 347–348

422 (med.) Hautabschürfungen

423 E. HORN (1803), 835

424 E. HORN (1803), 193: „Das weiße Wismuthoxyd wollen einige gegen Mutter- und Magenkrämpfe und ähnliche Beschwerden, zu 1 bis 2 Gran genommen, wirksam gefunden haben. Es wird höchst selten gebraucht. Auch ich werde zum Gebrauch desselben nicht rathen.“

425 J. V. LIEBIG (1843), 482

$SO^3 + HO$  oder  $NH^3SO^3 + NH^3CuO + HO$ “. Horn bemerkte: „Dieses Kupferpräparat wird immer mit größter Unsicherheit angewendet werden.“ und nannte folgende Anwendungsgebiete: Erbrechen, Epilepsie, Hysterie und Wechselfieber<sup>426</sup>. Wackenroder hielt sich an sein Konzept der strikten Trennung von anorganischem und pharmazeutischem Wissen in der Vorlesung und bemerkte nur: „Das kristallisierte Salz hat nur als Medicament Interesse.“.

Zu den als Arzneimittel verwendeten Stoffe zählt auch der **Höllenstein**, Silbernitrat, der damals wie heute gegen Warzen und Geschwüre eingesetzt wurde. Liebig nannte es ein „Aetzmittel“ und riet von „innerlicher Anwendung“ ab.<sup>427</sup> Wackenroder legte auch hier den Schwerpunkt auf die Beschreibung der Darstellung und Prüfung auf Reinheit.

Aus den hier vorgestellten Beispielen lassen sich folgende Aussagen ableiten.

In der gesamten Vorlesung wurden wichtige pharmazeutisch angewendete Präparate behandelt, die die Vielzahl der anorganischen Substanzen, die therapeutisch eingesetzt wurden widerspiegeln.

Nicht zuletzt deshalb befassten sich Pharmazeuten auch näher mit der Chemie dieser Stoffe. Sowohl deren Reinheit, sprich Qualität, als auch deren chemische Zusammensetzung waren somit von höchstem Interesse. Ein Beispiel für diese Aussage gibt Wackenroder selber, der sich Zeit seines Lebens mit der pharmakologischen Wirkung des Eisens beschäftigt hatte.

Die Trennung von Chemie und Pharmazie in der heutigen Form war noch nicht vollzogen. Liebig schrieb zum Verhältnis von Chemie und Pharmazie Folgendes:

*„Die Pharmacie (Apothekerkunst) ist ein Theil der Naturwissenschaft. Sie beschäftigt sich mit der Einsammlung, Zubereitung und Aufbewahrung der Arzneimittel, [...] Die Pharmacie erfordert [...] systematische zoologische, vorzüglich botanische und mineralogische Kenntnisse: ferner physikalische und chemische. Letztere sind ausserdem bei der Zubereitung der Arzneimittel unentbehrlich,“*<sup>428</sup>.

Erika Hickel nannte daher den Apothekerberuf folgerichtig die „Keimzelle naturwissenschaftlicher Berufe“<sup>429</sup>.

Wackenroder hielt eine klar nach anorganisch-chemischen Gesichtspunkten gegliederte Vorlesung, die den angehenden Pharmazeuten eine wichtige Grundlage für ihre spätere Tätigkeit gab.

426 E. HORN (1803), 314–315

427 J. V. LIEBIG (1843), Bd 1, 584

428 J. V. LIEBIG (1843), Bd 1, 1f

429 E. HICKEL Der Apothekerberuf als Keimzelle naturwissenschaftlicher Berufe in Deutschland, *Medizinhistorisches Journal* 13, 259

Wackenroders Erfahrungen durch die Tätigkeit als Apothekenrevisor hatten ihn in seiner Ansicht bestärkt, dass nur gut ausgebildete und chemisch versierte Pharmazeuten eine sichere Arzneimittelversorgung garantieren können.

## 7. Diskussion

Die vorliegende Arbeit basiert auf einer im Original erhaltenen Mitschrift des damaligen Studenten Heinrich Sänger (1817–1912) zu der Vorlesung von Heinrich Wilhelm Ferdinand Wackenroder (1798–1854) ber „Pharmazie“ aus dem Jahre 1846. Obwohl im Wesentlichen die Allgemeine Anorganische Chemie behandelt wird, bezeichnet Wackenroder die Einleitung als „*Grundzüge der physikalische Chemie*“. Damit unterscheidet er sich von seinen Zeitgenossen, die den Terminus nicht in diesem Sinne verwendeten. Der Begriff „physikalische Chemie“, so wie er heute noch verstanden wird, wurde erst im späten 19. Jahrhundert durch Wilhelm Ostwald (1853–1932) und seine Schüler definiert. Vermutlich wollte Wackenroder mit seiner Überschrift zur Einleitung zum Ausdruck bringen, dass er die chemischen Stoffe und Reaktionen von ihren physikalischen Grundlagen her beschreibt. Letztendlich basiert auch der „Elektrochemische Dualismus“, so wie ihn Humphry Davy (1778–1829) und Jöns Jacob Berzelius (1779–1848) prägten, im Wesentlichen auf einem physikalischen Verständnis von geladenen Atomen. Zuvor hatte jedoch bereits der Apotheker Friedrich Sertürner (1783–1841) den Begriff der „Physikalischen Chemie“ für die Beschreibung bestimmter Phänomene der Materie verwendet<sup>430</sup>, allerdings im Sinne der Naturphilosophie, der Wackenroder als Wissenschaftler fernstand.

Die Transkription des 243-seitigen, handschriftlichen und zudem mit privaten Abkürzungen und Symbolen durchsetzten Textes steht im Mittelpunkt der Untersuchungen. Die Entschlüsselung der Mitschrift stellte besondere Anforderungen, da sie im Unterschied zu Briefen oder amtlichen Dokumenten zum eigenen Gebrauch angefertigt und während der Vorlesung vermutlich eilig mitgeschrieben wurde. Allein das Lesen der in Deutscher Schreibschrift verfassten Handschrift erforderte eine extrem lange Einarbeitungsphase, wobei die von Sänger verwendeten Kürzel und Symbole eine besondere Anforderung stellten. Da die Transkription der Vorlesungsmitschrift mit insgesamt 636 Fußnoten, die Erklärungen und Erläuterungen zum Text beinhalten, versehen wurde, ermöglicht sie auch ohne Kommentar für sich alleine einen Einblick in die Wissenschaft in der Mitte des 19. Jahrhunderts. Zu beachten ist ferner, dass die von Wackenroder verwendeten Termini, von denen einige noch aus dem 18. Jahrhundert stammen, zum Teil eine andere Bedeutung als heute hatten.

In der vorliegenden Arbeit werden an konkreten Beispielen die als Zielstellung formulierten Fragen beantwortet.

Die Vorlesungsmitschrift beweist eindrucksvoll, dass man Wackenroder zu den führenden Naturwissenschaftlern seiner Zeit auf dem Gebiet von Pharmazie und Chemie rech-

---

430 F. SERTÜRNER (1820)

nen muss. Die in seinem privaten Institut<sup>431</sup> und an der Universität Jena gelehrt chemisch-pharmazeutischen Kenntnisse, speziell seine Ausführungen über Anorganische Chemie, spiegeln das damalige naturwissenschaftliche Wissen wider. Die Begriffe und deren Interpretation sowie die Nomenklatur entsprechen den Auffassungen damals führender europäischer Chemiker und Naturforscher wie des Schweden Jöns Jakob Berzelius, des Franzosen Jean Baptiste Dumas (1800–1884) sowie der deutschen Chemiker Leopold Gmelin (1788–1853) und Justus von Liebig (1803–1873). Letztere beschrieben nahezu zeitgleich in ihren Lehrbüchern und Vorlesungen chemisch-pharmazeutische Inhalte, die auch in Wackenroders Vorlesung behandelt wurden.

Wie nachgewiesen werden konnte, prägte Wackenroder die Analytische Chemie über die Grenzen Jenas hinaus. Seine Veröffentlichungen zu den unterschiedlichsten analytischen Fragestellungen geben einen Hinweis auf seine Kompetenz, und auch seine Vorlesung belegt diese in eindrucksvoller Weise. Zu den meisten Elementen und Verbindungen wurden Prüfmethode vorgestellt, die den damals aktuellen chemischen Kenntnissen entsprachen. Johann Wolfgang von Goethe (1749–1832), der von Weimar aus die Wissenschaften in Thüringen förderte, ließ noch im hohen Alter Gesteine und Mineralwässer sowie Gase in Pflanzen von Wackenroder untersuchen.<sup>432</sup>

Auf dem Gebiet der technischen Chemie berücksichtigte Wackenroder unter anderem die wegweisenden Arbeiten von Johann Wolfgang Döbereiner (1780–1849), zu dessen Nachfolger er als ordentlicher Professor 1849 ernannt wurde. Speziell die Ähnlichkeit von Reaktionen bei Elementen der gleichen Gruppe, die Döbereiner zu seiner „Triaden-Lehre“<sup>433</sup> geführt hatte, hob Wackenroder in seiner Vorlesung in Form von vergleichenden Betrachtungen hervor.

Die Auswertung der Mitschrift beweist ferner, dass der chemisch-pharmazeutische Unterricht an der Universität Jena im zweiten Drittel des 19. Jahrhunderts durchaus als modern gelten kann.

Anhand von Sängers Mitschrift konnte analysiert werden wie Wackenroder das Wissen seinen Schülern vermittelte. Sie belegt, dass Wackenroder die Kenntnisse damals didaktisch geschickt, und für die in der Ausbildung befindlichen Apotheker zukunftsweisend aufbereitet und vermittelt hat. Er bot in seiner Vorlesung den aktuellen Wissensstand, wie unter anderem die Behandlung neu entdeckter Elemente verdeutlicht. Der Inhalt seiner Vorlesung war gut aufbereitet, so dass in relativ kurzer Zeit und in kompakter Form den Schülern und Studenten umfangreiches Wissen vermittelt werden konnte. Wackenroder stellte genau wie Liebig<sup>434</sup> zuerst die Grundlagen der anorganischen Che-

---

431 H. HELLMUTH (1980) und D. POHL (1972)

432 CH. FRIEDRICH (1999), 7

433 S. ENGELS und STOLZ. R. (1989), 136 + 301

434 J. V. LIEBIG (1848)

mie vor, um dann mit dem Element Sauerstoff beginnend die Nichtmetalle näher zu behandeln. Die Metalle beschrieb er in der Reihenfolge ihres Reagierens mit Schwefelwasserstoff abhängig vom jeweiligen pH-Wert, also nach analytischen Gesichtspunkten. Diese Grundstruktur (allgemeine Gesichtspunkte – Nichtmetalle – Metalle) findet sich schon in Ansätzen bei Martin Heinrich Klaproth (1743–1817)<sup>435</sup>. Gmelin und Liebig gliederten ihre Lehrbücher in ähnlicher Weise, wobei die detaillierte Reihenfolge der Metalle sich jeweils unterschied. Döbereiners Apothekerbuch<sup>436</sup> darf als ein Vorbild für Wackenroders Vorlesung angesehen werden, da es im allgemeinen Teil und bei den Nichtmetallen größere Ähnlichkeiten aufweist.

Die Vorlesung zeugt von einer enormen Wissensdichte, die gut strukturiert den Studenten vorgetragen wurde. Es ist zu erkennen, dass die Studenten neben den theoretischen Ausführungen begleitende Übungen im Laboratorium durchführen mussten. Diese Vorgehensweise, die von dem Erfurter Apotheker und Professor Johann Bartholomäus Trommsdorff (1770–1837) als erstem in Deutschland angewandt wurde<sup>437</sup>, optimierte und propagierte Liebig zum modernen Chemiestudium.<sup>438</sup> Liebig erläuterte dies selbst in einem Brief, indem er mitteilt:

*„daß der Prof. Wernekingk, Umpfenbach und ich zusammen uns verbunden haben, um ein chemisch-pharmazeutisches Institut zu errichten. Es bestehen in Deutschland nur zwei solche Anstalten, das eine in Erfurt unter Leitung des Prof. Trommsdorff, das andere in Jena, welches Herr Dr. Göbel [Vorgänger von Wackenroder] errichtet hat.“*<sup>439</sup>

Bis heute gehören parallel zur Vorlesung durchgeführte Laborpraktika zum Standard einer chemisch-naturwissenschaftlichen Ausbildung.

Die in der Literatur über Wackenroder<sup>440</sup> getroffenen Aussagen über seine akurate Arbeitsweise und seine analytische Kompetenz, finden in der Mitschrift eine eindeutige Bestätigung, indem er stets auf sorgfällige Ausführung der erläuterten Vorschriften drängte.

Wackenroders zunächst privatbetriebene, jedoch immer enger mit der Universität verbundenen Lehranstalt, steht gleichsam am Anfang des universitären Pharmazie- und Chemiestudiums.<sup>441</sup> Er vermittelte seinen Schülern und Studenten eine vielseitige Aus-

---

435 B. ENGEL (!993) (1994)

436 J. W. DÖBEREINER (1842), III – XII (Inhaltverzeichnis)

437 vgl. B. BEYERLEIN (1991), 102f ; dieser trifft u. a. folgende Aussage: „Zu den bekanntesten und erfolgreichsten privaten Einrichtungen entwickelte sich aber das 1795 von J. B. Trommsdorff in Erfurt errichtete pharmazeutisch-chemische Institut. In den 33 Jahren seines Bestehens übte es bedeutenden Einfluß auf die wissenschaftliche Entwicklung der Pharmazie aus und wurde zum Vorbild weiterer privater Gründungen.“

438 vgl. CH. FRIEDRICH (2003), 49

439 CH. FRIEDRICH: Justus von Liebig und die Pharmazie. In: *Pharmazeutische Zeitung* 148 (2003), 1634–1638

440 CH. FRIEDRICH u. A.S.HONIG A. S. (1993); H. HELLMUTH (1980); A. S. HONIG (1990)

441 B. BEYERLEIN (1991), 102f



bildung, die zum einen dazu beitrug, den Beruf des Apothekers naturwissenschaftlich zu fundieren und zum anderen dazu führte, dass die Pharmazie langfristig zu einer selbständigen Naturwissenschaft werden konnte. Aus seinem Schülerkreis profilierte sich eine größere Anzahl in den unterschiedlichsten naturwissenschaftlichen Disziplinen, weshalb sein Institut als „wissenschaftliche Schule“ angesehen werden kann.<sup>442</sup>

Wünschenswert wäre es, dass auch die weiteren noch erhalten gebliebenen Vorlesungsmitschriften Heinrich Sängers einer wissenschaftlichen Untersuchung zugeführt würden, damit die hier getroffenen Aussagen auch an ihnen überprüft werden können.

Wackenroder unterrichtete in Jena zur gleichen Zeit als Justus von Liebig in Gießen die akademische Ausbildung auf dem Gebiet der Chemie grundlegend reformierte und zu einem zukunftsweisenden Modell für Deutschland und Europa entwickelte. Wenn auch ein wenig im Schatten Justus von Liebig stehend gelang es Naturforschern wie Wackenroder in ihrem Umfeld, der Chemie und Pharmazie eine gebührende Aufmerksamkeit und günstige Entwicklungsmöglichkeiten zu geben.

Wackenroders Vorlesung zeigt ferner, dass er bei der Analyse der Metalle und deren Einteilung eine eigenständige, auf analytischen Konzepten beruhende Lehrmeinung vertrat. Diese gründete sich unter anderem auf den praktischen Erfahrungen bei der Anwendung der Fällung mit Schwefelwasserstoff bei verschiedenen pH-Werten und auf speziellen Nachweisreaktionen. Innerhalb dieses historischen Erfahrungsraum hatte Wackenroder Anteil an der theoretischen und methodischen Profilierung der Wissenschaftsdisziplin Chemie, da er z. B. allgemein anerkannte analytische Methoden erarbeitete und systematisierte. Dazu gehört unter anderem die Unterscheidung von Antimon und Arsen nach dem Abscheiden bei der Verbrennung der jeweiligen Wasserstoffverbindung.

In seiner Vorlesung stellte Wackenroder häufig vergleichende Betrachtungen an, die seine praktischen Erfahrungen in der anorganischen Analytik belegen. Seine „Chemischen Tabellen zur Analyse der unorganischen Verbindungen“ von 1837 waren eine Grundlage für den bis heute Anwendung findenden Kationentrennungsgang, den Carl Remigius Fresenius (1818–1897) zur Zeit der Entstehung der Vorlesungsmitschrift erstmals vorstellte.<sup>443</sup> Die von Wackenroder angegebenen zum Teil selbst ermittelten physikalisch-chemischen Konstanten sowie die Beherrschung qualitativer Methoden, wie die Anwendung des Lötrohrs, dokumentieren, dass sein Schwerpunkt im analytischen Arbeiten lag. Die Liste seiner Veröffentlichungen und deren Würdigungen, sowohl durch Gmelin als auch durch Liebig, sind weitere Beweise für Wackenroders präzisen analytischen Kenntnissen und Fertigkeiten und seiner Anerkennung in der dama-

---

442 vgl. CH. FRIEDRICH (1993), 460f

443 C. R. FRESENIUS (1844)

ligen Fachwelt.

Speziell die in der Vorlesung behandelte Anorganische Chemie war in der Mitte des 19. Jahrhunderts schon recht weit entwickelt. Der Grund für deren schnelle Entwicklung liegt nach Stefen F. Masen im „*heroischen Zeitalter*“ der Geologie, das zu einer Vielzahl von neu entdeckten Mineralien führte, die die analytische Chemie vor größte Herausforderungen stellte.<sup>444</sup> Auch in Wackenroders Vorlesung findet sich Information über die Zusammensetzungen der unterschiedlichsten Mineralien.

Wackenroders Vorlesung basiert noch fest auf der Theorie des elektrochemischen Dualismus, die Jöns Jacob Berzelius Anfang des 19. Jahrhunderts begründet hatte. Sie wurde jedoch über die verschiedenen „*Radical- und Typentheorien*“ erst nach 1865 durch die Annahme einer „Atomigkeit“ (Wertigkeit)<sup>445</sup> und die Erstellung des Periodensystems der Elemente langsam ersetzt. Dass Wackenroder der Theorie des elektrochemischen Dualismus verhaftet blieb, ist allerdings nicht ungewöhnlich, da auch andere bedeutende Chemiker wie Friedrich Wöhler (1800–1882) sich zur gleichen Zeit noch nicht endgültig von dieser Theorie gelöst hatten. Zahlreiche Reaktionen in der anorganischen Chemie ließen sich mit den Vorstellungen des elektrochemischen Dualismus ausgezeichnet erklären.

Ähnlich verhielt sich Wackenroder bei der Interpretation der nur kurz innerhalb der Atomtheorie behandelten organisch-chemischen Reaktionen. Er stellte die in dieser Zeit konkurrierenden verschiedenen radikal- und typentheoretischen Auffassungen vor, entschied sich aber in seiner Vorlesung für das Konzept der sogenannten „näheren Bestandteile“. Diese Vorstellung, die beispielsweise Liebig 1848 in seiner Vorlesung<sup>446</sup> nicht mehr berücksichtigte, war zur Zeit der Mitschrift daher schon im Begriff veraltet zu sein.

Gewerbliche Chemie, Metallurgie und Mineralogie spielten in Wackenroders Vorlesung zwar eine untergeordnete Rolle, fanden jedoch gelegentlich Erwähnung. Dass seine Vorlesung auch auf diesem Gebiet sehr aktuell gehalten war, belegen auch die in der Mitschrift vorgestellten Beispiele, wie die Beschreibung des Herstellungsverfahrens für Ultramarin<sup>447</sup> und der Verweis auf den Vorläufer der Fotografie<sup>448</sup> die Daguerreotypie<sup>449</sup> beim Silberbromid.

In der Formelsprache behielt Wackenroder in seiner Vorlesung eine eigenständige Form

---

444 S. F. MASON (1997), 541

445 W. H. BROCK, 153f

446 J. V. LIEBIG (1848), 10–12: Kekulé schrieb nur noch über organische Radikale, der Begriff der „näheren Bestandteile“ findet sich dort nicht mehr.

447 S. ENGELS und STOLZ R. (1989), 311. Künstliches Ultramarin wurde um 1828 entdeckt.

448 S. ENGELS und STOLZ R. (1989), 307f geben für die Entdeckung der Silberbromid-Reaktion die Jahre 1834 bis 1839 an.

449 Ein Verfahren zur Lichtbildherstellung mit Silberhalogeniden und Entwicklung im Quecksilber-Dampf, benannt nach dem Pariser Theaternaler Louis Jacques Mandé Daguerre (1787–1851),

bei. Die Reaktionspartner wurden durch Striche unterhalb und rechts von den entstehenden Produkten abgegrenzt, wobei die gewünschten Substanzen normalerweise darunter vermerkt wurden. In seinen Veröffentlichungen finden sich diese Formeln – vermutlich aus drucktechnischen Gründen – allerdings nicht, so dass die gewählte Form vermutlich dem besseren Verständnis der chemischen Vorgänge für seine Studenten gedient haben dürfte.

Der akademische Unterricht Wackenroders war modern und kritisch–naturwissenschaftlich, ohne in naturphilosophische Betrachtungen abzugleiten, wie dies zu dieser Zeit noch sehr verbreitet war.<sup>450</sup> Die von Wackenroder verwendeten Modelle, wie der elektrochemische Dualismus und die Atomtheorie, entsprachen den damals anerkannten, in den exakten Naturwissenschaften vertretenen Vorstellungen.

Der rein apothekarische Aspekt seiner Vorlesung tritt in der analysierten Mitschrift über die „Pharmazie“, bedingt durch Wackenroders chemisch–analytisch determinierte Gliederung, in den Hintergrund. Allerdings berücksichtigte Wackenroder viele damals pharmazeutisch relevanten, das heißt offizinellen anorganischen Präparate in seiner Vorlesung, wobei jedoch die chemischen Aspekte überwogen. Besondere Aufmerksamkeit widmete Wackenroder in seiner Vorlesung den Metallverbindungen, dies wohl auch deshalb, weil in der Pharmazie der damaligen Zeit den Metallen und deren Verbindungen eine herausgehobene Stellung zukam. Wolfgang Schneider spricht von der „*Anorganischen Periode der pharmazeutischen Chemie*“ und nennt als Richtwert die Zeit von 1800–1870, allerdings mit dem Hinweis „*Scharfe Grenzen sind nirgends gezogen worden [...] die Übergänge sind fließend, wie die Geschichte selbst.*“<sup>451</sup>. Dass Wackenroder seine Vorlesung zur Anorganischen Chemie „Pharmazie“ nannte, zeigt offensichtlich eine Gleichsetzung von Pharmazie mit der Anorganischen Chemie und belegt Schneiders Aussage. Organische Synthetika fanden erst mit der Weiterentwicklung der organischen Chemie am Ende des 19. Jahrhunderts stärkere Berücksichtigung in der Pharmazeutischen Chemie.

Die in Wackenroders Vorlesung behandelten anorganisch-pharmazeutischen Präparate, speziell die Quecksilber- und Antimonpräparate, hatten zu einem großen Teil ihre Wurzeln in der Iatrochemie. Diese Präparate wurden neben den pflanzlichen Drogen in der medizinischen Therapie ausgiebig angewendet.<sup>452</sup>

Ausführungen über die Darreichung und medizinische Indikationen der Präparate finden sich in der Mitschrift dagegen kaum. Stattdessen nehmen Angaben über wichtige Rein-

---

450 F. SERTÜRNER (1820) Friedrich Sertürner (1783–1841) versuchte in diesem Werk naturphilosophische Denkweisen mit der „Physikalischen Chemie“ zu verbinden.

451 W. SCHNEIDER (1972), 10

452 K. G. NEUMANN (1850)

heitskriterien, die in gängigen Pharmakopöen<sup>453</sup> festgelegt waren, breiteren Raum ein. Wackenroder bezog sich vor allem auf die Preußische Pharmacopoe von 1833, was die Vormachtstellung Preußens im Gebiet der nord- und mitteldeutschen Kleinstaaten verdeutlicht.

Er stellte 1846 in seiner Vorlesung auf dem Gebiet der anorganischen Chemie alle relevanten pharmazeutischen Grundlagen vor. Besonderen Wert legte er auf die korrekte chemische Nomenklatur der pharmazeutischen Präparate sowie auf die Erklärung ihrer chemischen Zusammensetzung. Ebenfalls von herausragender Bedeutung waren für ihn die saubere Durchführung der Herstellung und die Prüfung der Qualität der anorganischen Arzneistoffe.

Die Vorlesungsmitschrift zeigt, dass Wackenroder sowohl als Pharmazeut als auch als Chemiker angesehen werden kann. Er ist somit innerhalb der Wissenschaftsgeschichte, wie viele seiner Zeitgenossen, nicht eindeutig den heutigen Berufsbildern zuzuordnen. Somit werden die in Kapitel 4.5 getroffenen Aussagen über die gemeinsamen Wurzeln von Pharmazie- und Chemiegeschichte durch unsere Untersuchungen bestätigt.

Bei der Transkription zeigte sich, dass Heinrich Säger wohl das Wesentliche der Vorlesung verstanden haben dürfte. Kleinere Fehler im mitgeschriebenen Text zeigen allerdings Mängel bei der Herleitung quantitativer Verhältnissen der Elemente bei komplexeren Formeln. Deutlicher werden diese vor allem an den am Rande notierten Formelbrüche, die gelegentlich fehlerhaft niedergeschrieben wurden. Hier erfolgte oft nur eine Aufzählung der an einer Reaktion beteiligten Ausgangsstoffe und ihrer Produkte, teilweise notierte Säger auch Gewichtsangaben an der Seite. Allerdings sind bei der größeren Anzahl der „Formeln“ die Komponenten in dem korrekten stöchiometrischen Verhältnis angegeben.

Der Vergleich der Mitschrift mit den bis 1846 erschienenen aktuellen Lehrbüchern<sup>454</sup> macht ebenso deutlich, dass das Fehlen einer einheitlichen Formelsprache seinerzeit noch ein genaueres Verständnis der chemischen Reaktionen verhinderte. Die Aussage von Stefen F. Mason: „*Ungefähr vom Jahre 1820 bis zum Jahre 1860 spielte die Atomtheorie keine besondere Rolle in der Chemie.*“<sup>455</sup> kann auch in der Behandlung der Anorganischen Chemie durch Wackenroder bestätigt werden, indem er, wie auch Liebig und Gmelin, beispielsweise die schon von Humphry Davy vorgeschlagene Formel  $\text{CaSO}_4$  ablehnte und stattdessen die dualistische Schreibweise „ $\text{CaO} + \text{SO}^3$ “ bevorzugte. Der überragende Einfluss, den Berzelius auf die Chemie in Deutschland ausübte, verhinderte

---

453 F. P. DULK (1833), PHARMACOPOEA HANNOVERANA (1845), PHARMACOPOEA HAMBURGENSIS (1845)

454 J. J. BERZELIUS (1825–31); W. DÖBEREINER (1811); A. DUFLOS (1843); J. B. DUMAS (1830); L. GMELIN (1843–48); J. V. LIEBIG (1843),

455 S. F. MASON (1997), 537

hier einen schnellen Theorienwechsel.

Insgesamt beweist die ausgewertete Vorlesungsmitschrift, dass man Wackenroder zu den bedeutenden praktischen Chemikern und gleichsam engagiertesten Apothekern in der Mitte des 19. Jahrhunderts zählen muss. Zur Verbesserung der pharmazeutischen Ausbildung, hat er entscheidend beigetragen und kann somit als einer der hervorragenden Lehrer der Pharmazie gelten.

## 8. Zusammenfassung

Die vorliegende Arbeit verfolgte das Ziel, Inhalt und Qualität des akademischen Unterrichts in Chemie und Pharmazie an Hand der von Heinrich Wilhelm Ferdinand Wackenroder (1798–1854) im Jahre 1845 in Jena gehaltenen Vorlesung über „Pharmazie“, bei der es sich um eine anorganische pharmazeutische Chemie handelt, zu charakterisieren. Zu dieser Zeit stand Wackenroder, der 1828 als außerordentlicher Professor nach Jena gekommen war, im 47. Lebensjahr. Er befand sich auf dem Höhepunkt seines akademischen Wirkens und Schaffens, das 1849 mit seiner Berufung zum ordentlichen Professor verdiente Anerkennung fand. Der frühe Tod im Jahre 1854 beendete jäh sein erfolgreiches Wirken als Lehrer und Forscher auf dem Gebiet der Chemie und Pharmazie, denn von ihm wären sicher noch weitere wissenschaftliche Beiträge zu erwarten gewesen.

Für diese Dissertation wurde eine 243-seitige Vorlesungsmitschrift „Pharmazie“ seines Schülers Heinrich Säger (1817–1912) transkribiert, analysiert und kommentiert, wobei insbesondere Wackenroders Ansichten über die Metalle einer vertieften Analyse unterzogen wurden. Die Mitschrift war für den eigenen Gebrauch gedacht und daher sehr unleserlich geschrieben und zusätzlich mit vielen Abkürzungen, Symbolen, Formeln und Zeichnungen versehen. Daher steht die Transkription, d. h. die buchstabengetreue Erschließung der Mitschrift im Mittelpunkt der Arbeit, die für sich alleine schon – unterstützt durch Kommentare und Erklärungen – einen Einblick in die Entwicklung der anorganischen Chemie um die Mitte des 19. Jahrhunderts gewährt.

Nähere biographische Analysen zum Verfasser der Vorlesungsmitschrift ergaben, dass es sich bei diesem um den 1817 geborenen Ilmenauer Apotheker Heinrich Säger handelte. Wie genealogische Studien zeigten, wurde die Mitschrift nicht – wie fälschlich behauptet – von seinem Sohn, sondern von seinem Enkel der Universität Jena zur Verfügung gestellt.

Wackenroder behandelte seinen Stoff, die pharmazeutisch-anorganische Chemie, kompakt und gut strukturiert. Der Lehrinhalt war modern und aktuell aufbereitet. Die logische Gliederung seiner Vorlesung entsprach seiner Zeit und zeigte bei den Metallen eine eigenständige Auffassung, die sich an den analytischen Reaktionen orientierte.

Wie aus der Mitschrift hervorgeht, hatte Wackenroders Student Heinrich Säger die Lehrinhalte weitgehendst verstanden, so dass man davon ausgehen kann, dass die Studierenden seine Vorlesungen mit persönlichem Gewinn gehört haben dürften.

Die Vorlesungsmitschrift bestätigt die weitverbreitete Ansicht, dass die Anorganische Chemie, deren physikalischen Grundlagen Wackenroder abweichend von seinen Zeitge-

nossen als „*Grundzüge der Physikalische Chemie*“ bezeichnete, in der Mitte des 19. Jahrhunderts schon recht weit entwickelt war. Die physikalischen Kenngrößen der Metalle konnten bereits relativ genau ermittelt und eine Vielzahl qualitativer und quantitativer Bestimmungen erfolgreich angewendet werden. Zudem existierten gewerblich-technische Herstellungsverfahren zu ihrer Gewinnung. Viele Mineralien waren bereits analysiert, ein Bereich in dem auch Wackenroder Hervorragendes geleistet hatte.

In der Vorlesungsmitschrift stellte Wackenroder die Verbindung zur Pharmazie durch besondere Betonung des analytischen Aspekts her, der gleichsam seine herausragende Leistungsfähigkeit auf diesem Gebiet unterstreicht. Dies betraf sowohl die praktische Durchführung der Analysen, die seinen analytisch-experimentellen Arbeitsstil erkennen lassen, als auch die von Wackenroder angewandte Methode des Kationen-Trennungsganges. Diese pragmatische Einteilung ist als Vorläufer des zur Zeit der Mitschrift veröffentlichten Kationen-Trennungsganges von Carl Remigius Fresenius (1818–1897) anzusehen.

Im Rahmen der Vorlesung finden sich häufig vergleichende Betrachtungen der Reaktionen einzelner Reagenzien mit verschiedenen Metallen, die seine Kompetenz in analytischen Fragen ebenso belegen, wie seine 1837 veröffentlichten analytischen Tabellenwerke.

Wackenroder behandelt in dieser Vorlesung wesentliche pharmazeutische Inhalte wie die Herstellung wichtiger anorganischer Präparate und deren Prüfungen nach gängigen Pharmakopöen. Die Vielzahl Metallsalze enthaltenden Rezepturen bestätigt die Tatsache, dass die Mitschrift in der „anorganische Phase der pharmazeutischen Chemie“ entstand.

Die hohe Wertschätzung von Wackenroders wissenschaftlichen Leistungen wird unter anderem durch seine Zeitgenossen Liebig und Gmelin bestätigt. Der Grund für diese allgemeine Anerkennung lässt sich auch anhand der Mitschrift erkennen. In nahezu allen Belangen entsprach die Vorlesung den aktuellen Erkenntnissen um die Mitte des 19. Jahrhunderts, in analytischen Fragen ging sie über den damaligen Wissensstand sogar an einigen Stellen hinaus.

Wackenroder war zugleich Apotheker und Chemiker, Lehrer und Forscher und muss somit zu den hervorragendsten praktischen Chemikern seiner Zeit gerechnet werden. Die vorliegende Arbeit will daher einen Beitrag zur Untersuchung seines Lebenswerkes leisten .

## 9. Anhang

### 9.1 Übertragung der Vorlesungsmitschrift von Heinrich Sänger „Pharmazie“ von Herrn Hofrath Wackenroder”

#### Hinweise zur Textübertragung

Die gesamten Regeln bei Übertragung der Mitschrift von Heinrich Sänger finden sich unter 3.2.2, hier noch einmal die wichtigsten Bestandteile daraus:

15. Einige Silben oder Worte wurden von Sänger überwiegend abgekürzt, in der Übertragung sind sie so belassen worden:

f = auf ,	Af = Auf
s = aus	As = Aus
t = mit	v = von, vom
x = kry (kri) bei Kristallisation	

16. Für organische Säuren verwendete Sänger folgende Abkürzungen:

Ö	=	Oxalsäure
Ä	=	Essigsäure
Tä	=	Weinsäure
Tr	=	Tartrat

17. Alkohol wurde teilweise mit einem ‘umgekehrten V’ geschrieben, das ebenfalls noch aus der alchemistischen Zeichensprache stammt. In der Übertragung wird ein „Λ“ eingesetzt.

18. Abgekürzte Worte wurden, wenn der Sinn nachvollziehbar war, auch so übertragen; z. B.:

kl.	für	klein,
lwenig	für	einwenig,
--kt.	für	--keit
Sre	für	Säure.



## Textübertragung

01  
02  
03  
04  
05  
06  
07  
08  
09  
10  
11  
12  
13  
14  
15  
16  
17  
18  
19  
20  
21  
22  
23  
24  
25  
26  
27  
28  
29  
30  
31  
32  
33  
34  
35  
36

Pharmazie  
vorgetragen von  
Herrn Hofrath Wackenroder  
Jena, Wintersemester 1846

Heinrich Sängner

- 1 -

01 Grundzüge der physikalischen Chemie  
02 §1, Materie oder Körper heißt alles was einen Raum einnimmt u Schwere  
03 besitzt. Die sogenannten Imponderabilien<sup>456</sup> besitzen keine Schwere, u darum können

Pharmazia

---

<sup>456</sup> „Unwägbare“ ist eine von zahlreichen Begriffen für Potenzen; dazu PIERER (1842), Bd 10, 99: „weder wägbare, noch einschließbare Stoffe in der Natur, kaum noch materiell, fast als reine Kräfte auftreten und so den Übergang zu den

04 wir sie nicht eigentlich zu den Körpern zählen, man nennt sie daher lieber Potenzen<sup>457</sup>.  
 05 Weil die Körper Raum einnehmen, so besitzen sie auch Ausdehnung u die Grenze des von  
 06 ihnen erfüllten Raumes wird Volumen oder R[aum]maß oder auch Rauminhalt genannt. Ein  
 07 u derselbe Raum kann aber von dem einen Körper eine größere von dem anderen ein  
 08 kleinere Menge [au]fnehmen. Der Unterschied zwischen dem einen u anderen Körper in der  
 09 Hinsicht wird die Masse der Körper genannt u am leichtesten durch das Gewicht bestimmt. Zwei  
 10 gleich große Körper werden also vielleicht zweierlei verschiedene Massen besitzen u vergleicht man  
 11 die Masse der Körper untereinander, so erhält man ihre Dichtigkeit; oder ihre Dichte. Das spec.  
 12 Gewicht der Körper ist ein Ausdruck für die Dichtigkeit derselben. Für Flüssigktn ist die Benutz[un]g  
 13 des Probenglases eines der zweckmäßigsten. Aus dem Begriffe der Raumauffüllung u der mechanischen  
 14 Undurchdringlichkeit folgt auch die Vorstellung von der Repulsion oder Abstoßung der Körper.  
 15 Das heißt: Der Raum der von einem starren Körper eingenommen wird kann von [k]einem 2ten  
 16 aufgenommen werden. Sind die Körper flüssig u miteinander mischbar, oder findet eine A[u]flösg  
 17 statt, so können sie bis zu einem gewissen Grade ineinander übergehen, dh. die Masse in demselben  
 18 Raum # nimmt ab oder zu. Die Dichtigkeit zweier gemischter Flüssigkeiten ändert sich.  
 19 Ebenso können Gasarten von einander fgenommen werden, u ihre Dichtigkeit nimmt daher zu.  
 20 Alle sinnlich wahrnehmbaren Erscheinungen u Wirkungen der Körper heißen ihre Eigenschaften.  
 21 Ihre Einwirkungen [au]f den thierischen Organismus werden bekanntlich medizinische oder giftige  
 22 Eigenschaften genannt oder ernährende.  
 23 §.2, Alle Veränderungen in der Körperwelt, also alle Bewegungserscheinungen müssen ihre  
 24 bestimmten Ursachen haben. Diese Ursachen nennen wir Kräfte, ##(Grundkräfte)<sup>458</sup>. Der Aus-  
 25 druck Kraft soll weiter nichts andeuten als die letzte unerklärliche Ursache der Erscheinungen  
 26 in der Körperwelt. Wir unterscheiden  
 27 1, Endliche Kräfte, Lebenskräfte, oder in so fern wir sie individualisiren, die Lebenskraft.  
 28 Die Lebenskraft ist die bestimmte Ursache der Erscheinungen organischer Wesen. Nur [mi]t  
 29 Hülfe des Begriffes der Lebenskraft, können wir uns eine genügende Vorstellung machen  
 30 von Entstehung, Fortpflanzung u. Entwicklung der Organismen u vom Afhören, (Todt)  
 31 der Individuen. Die Lebenskraft können wir vernichten aber nicht willkürlich her-  
 32 vorrufen. Af dem Erdball kennen wir eine bestimmte Gränze, bei welcher die Lebens-  
 33 kraft zuerst wirkte. Die Lebenskraft individualisirt fortwährend u sie wirkt daher  
 34 den übrigen Naturkräften entgegen oder beherrscht sie zur Hervorbringung von lebenden  
 35 Individien. Die Lebenskraft macht kein nothwendiges Prädicat<sup>459</sup> der Materie aus.  
 36 2, Unendliche unzerstörbare Kräfte, Eigentlich Urkräfte. Diese Anziehungskräfte  
 37 hemmen sich gegenseitig in ihren Aeüßerungen, aber sie können nie vernichtet werden.  
 38 Die Materie ohne diese Kräfte wäre nichts.  
 39 §3. Die Anziehungskräfte wirken entweder in der Nähe u in die Ferne, oder sie  
 40 wirken nur in die Nähe. Nur die Schwerkraft oder die Schwere der Körper wirkt in die  
 41 Ferne, sie ist die allgemeinste Kraft, beständig wirksam, sie wird niemals durch  
 42 eine andere Kraft entfernt[?]. Die Stärke der Anziehung durch die Schwere, dh. die Gravi-  
 43 tation steht im geraden Verhältnis zu der Masse der Körper; obwohl 2 Körper gegen-  
 44 seitig angezogen werden, so wird dennoch der größere u schwerere Körper den kleineren u  
 45 leichteren stärker anziehen u deshalb ist es unrichtig / strenggenommen, wenn wir  
 46 sagen: die Monde werden von den Planeten angezogen / die Planeten werden wieder von der  
 47 Sonne angezogen. ~~Auf~~  
 48 Auf den Weltkörpern wirkt die Anziehung einzelner abgesonderter Theile  
 49 derselben so vermindert, daß sie gleich 0 wird.

- 2

---

*eigentlich Geistigen machen [...] Licht, Wärme Elektrizität, Galvanismus, Magnetismus, wohl auch die Lebenskraft der organischen Körper.“*

<sup>457</sup> PIERER (1843), Bd 16, 644: „wörtlich: Mächtigkeit [...] jede Einwirkung auf den lebenden Körper, die das Leben unterhält oder auch modifizirt.“, dann verweist er auf die naturphilosophische Ausprägung des Begriffs, der noch heute in der Homöopathie eine Bedeutung hat.

<sup>458</sup> PIERER (1841), Bd 8, 634 beschreibt unter dem Begriff „Kraft“ u. a. auch über die zwei Grundkräfte in der Naturphilosophie „Contractiv- und Expansivkraft“, bietet aber keine naturwissenschaftliche Aufzählung der damals bekannten Kräfte wie Wackenroder.

<sup>459</sup> Note, Bewertung

01 Aus diesem Grunde werden alle irdischen Körper von dem Erdball selbst gleich stark an-  
02 gezogen, u daher hebt sich die Gravitation der irdischen Körper ganz auf. Die Schwer-  
03 kraft äußert sich f der Erde durch den Druck auf die Unterlage u diesen Druck kann man  
04 f dem Wege messen. Durch den Gegendruck eines Körper u anderer Dichtigkeit u von  
05 1mal festgestellten Volumen des Normal Gewicht läßt sich aber sehr schwer,  
06 außer durch bloßes Abwiegen ganz genau wieder herstellen, weil die Dichtigkeit  
07 der Körper so verschiedenen Schwankung[en] unterworfen ist. So dann hat auch die  
08 Temperatur f die Dichtigkeit einen entscheid[enden] Einfluß. Die Größe des Druckes eines  
09 Körpers auf der Wage. Des absolut **sehen es wir als** nur ein relatives Gewicht;  
10 weil das Wägen in einer Flüssigkt vorgenommen wird, in der atmosph. Luft daher  
11 wird bei genauer Abwägung die Reduktion des Gewichts erfordert.<sup>460</sup>  
12 Das spec. Gew ist das Maas der Maße eines Körpers v. gewissem Volumen  
13 Denn Körper von gleichem Volumen besitzen ungleiche Dichtigkeit u haben ein  
14 ungleiches Gewicht.  
15 Die Anziehungskräfte welche nur in der Nähe bei unmittel[barer] Berührung wirksam sind  
16 haben keinen Einfluß f das absolute Gewicht; oftmals aber ändert sich die Dichtigkeit  
17 der Körper, oder spec.Gew. Die Schwere verstärkt oder verhindert auch die Aeüßerung  
18 dieser Anziehungskraft.  
19 § 4, Mechanische Anziehungskräfte  
20 Bei der Anziehung der Körper in unmeßbar kleiner Entfernung wird das Mischungs Gew.  
21 verändert oder nicht verändert. Die Anziehung ist eine chemisch u mechanische.  
22 Diese Kräfte sind 2facher Art.  
23 I. Cohäsions<sup>461</sup> Kraft, sie wirk[t] zwischen den ungedrückten[?] Theilen homogener  
24 Körper. Sie ist die Ursache des Zusammenhanges der Körpertheile, u unter-  
25 scheidet 3erlei Hauptarten als Cohäsion der 3erlei Aggregatzustände.  
26 Bei ein u dieselben Körper können die 3 Aggregatzustände vorkommen, was be-  
27 dingt wird durch die Einwirkung der Wärme.  
28 1, Die festen oder starken Körper zeigen den höchsten Grad der Cohäsion in verschiedenen  
29 Abstufungen.  
30 2, Die tropfbar flüssigen Körper oder Flüssigkten haben einen geringen Zusammen-  
31 hang ihrer Theile. Die s.<sup>462</sup> Theile werden von der Cohäsions u Schwerkraft affizirt<sup>463</sup>, u  
32 so geschieht es, daß die Flüssigkten in der Ruhe eine horizontale Oberfläche an-  
33 nehmen  
34 3, die elastischflüssigen Körper, Gase dehnen sich nach allen Richtungen  
35 aus; ihre Theilchen werden von der Schwer- (oder) Cohäsionskraft weniger affizirt  
36 als sie durch Wärme ausgedehnt werden. Der Gasförmige Aggregatzustande  
37 besteht nur so lange als die Wärme einwirken kann; ein äußerer Druck  
38 durch feste Körper oder eine Entziehung von Wärme beschränken die Ausdehnung  
39 oder heben sie ganz auf; die Gase werden tropfbar flüssig oder ganz fest.  
40 Die Schwere u die Cohäsion der Theilchen werden hierbei gleichzeitig verstärkt, während  
41 die anfangs wirkende Wärme entzogen wird.  
42 Die Atmosphäre muß eine Gränze haben, weil die Schwerkraft nicht völlig

- 3

01 vernichtet werden kann u weil die Cohäsionskraft nur aufgehoben wird durch einen  
02 größeren Zutritt v[on] Wärme als andere äußere Gränze statt hat. Die äußerst. Beweg-  
03 lichkt der Theilchen des Gasraum sagt, daß sie den Raum gleich nach allen Seiten hin  
04 ausfüllt. Hiermit steht auch mit in Verb[in]dg die Difusion der Gase, dh. die  
05 freiwillige Vermischung derselben. Das eine Gas ist für das andere ein relativ

<sup>460</sup> Wackenroder beschreibt hier das Prinzip des Archimedes (Auftrieb).

<sup>461</sup> „cohaereo“ (lat.) = zusammentragen, zusammenhalten; die heutige Bedeutung ist der innere Zusammenhalt der Moleküle eines Körpers. Bei PIERER (1841), Bd 5, 458 wird folgende Erklärung gegeben: „nicht weiter erklärbar, sondern *blos von der Wahrnehmung der Cohäsion abstrahirt.*“ und auch weiter ausführlich behandelt.

<sup>462</sup> Gemeint ist hier „schweren“ oder vielleicht auch „festen“.

<sup>463</sup> (ab)geschieden

06 leerer Raum.  
 07 II, Adhäsions<sup>464</sup> kraft. Bei unmittelbaren Berührungen fester, auch gasförmiger  
 08 Körper miteinander äußert sich eine Anziehung welche von der durch diese Oberflächen  
 09 bed[ingt wird.] Alle in denen verschied/en/ daß sie statt finden v Körp[ern] v ungleicher Maße  
 10 u zwischen getrennten Theilen gleichartiger Körper. Manche Körper zeigen eine sehr  
 11 starke Adhäsion, zb., das Wasser oder Oel am Glas. Manche Gase werden [von] porösen  
 12 Körpern, mit vieler Kraft aufgenommen, u diese Erschei[nun]g leiten wir auch v der  
 13 Adhäsionskraft ab. Die Adhäsionskraft ist die Ursache mancher Erscheinungen  
 14 welche auch für die practische Chemie von Interesse u Bedeutung sind, dahin  
 15 gehört zb. das Afsteigen der Flüssigkten in Röhren: man pflegt[?] die Adhäsion  
 16 dieser Art die Apollarität<sup>465</sup> zu nennen; so dann adsorbiren auch Gase an festen  
 17 u flüssigen Körpern, aber nur [mi]t geringer Kraft. Die Gasarten unter sich mischen  
 18 sich sämmtlich. Flüssige Körper mischen sich sehr häufig aber nicht immer. Bei der  
 19 Vermischung der Flüssigkten läßt sich aber nicht immer t Gewißheit angeben  
 20 ob eine bloße Adhäsion oder chemische Kraft tätig ist. Man bezeichnete haupt-  
 21 sächlich früher die bloße Mengung mit dem Ausdruck Lösung u verstand unter  
 22 Aflösung die durch die Affinität hervorgebrachte Lösung. Flüss. Körper adhären  
 23 an festen Körper immer nur f der Oberfläche u deshalb nennt man auch die Er-  
 24 scheinung der Adhäsion Flächenanziehung, aber es werden auch flüssige u gas-  
 25 förmige Körper an festen Körpern angezogen; eine Flächenanziehung findet  
 26 dabei nich statt. Eine solche Flächenanziehung erkennen wir in [au]sgezeichnetem  
 27 Grade bei der Kohle, indem sie Gase aufschluckt. Die Flächenanziehung der  
 28 Gase durch feste Körper findet sehr häufig statt, wenn auch die porösen  
 29 Körper zb. Platinschwamm in viel höherem Grade diese Anziehung zeigt; Sie  
 30 ist eine reine mechanische Kraft u kann daher auch durch gegenwirkende anhaltende  
 31 Kraft wieder fgehoben werden. Aber diese Anziehung ist außerordentlich innig  
 32 u stark. Zb. die Spiegelbelegung<sup>466</sup>. Manche gemengten Mineralien geben Beispiele  
 33 davon. Die graue Quecksilbersalbe ist so zb. auch nur ein Gemenge indem die  
 34 Theilchen des Fettes u Hg blos aneinander adhären. Das Product der Adhäsion wird  
 35 mechanisches Gemisch oder blos Gemenge genannt; von einigen Physikern wird  
 36 die Adhäsion auch wohl heterogene Verwandtschaft genannt.  
 37 §5, die chemische Anziehungskraft äußert sich in unmeßbar kleiner Entfernung,  
 38 sie ist die bestimmte Ursache der chemisch Verwandtschaft, Affinität, Wahlanziehung;  
 39 das Product dieser Verwandtschaft ist die Vereinigung 2er, oder mehr[erer] hedero-  
 40 gener, uhnspec. verschiedener Körper zu einem Homogenat, in Allen seinen  
 41 Mañentheilen vollkommen gleichartigem Ganzen. Die chem. Anziehungskraft ist  
 42 diejenige Kraft, vermöge welcher sich die Atome eines Körpers mit einem anderen  
 43 Körper zu neuen Atomen dh. daher einem neuen Körper mit anderen Atomen  
 44 verbinden können. Zb. 1 At. S. 1 At K oder 20 G[ewichtstheile] S 48 K geben 1 At  
 45 SK = 68 Gewichtstheile. Das Product der wirksam gewordenen chem. Anziehungskraft

- 4 -

01 heißt das chem. Gemisch, oder chemischen Verbindg oder auch blos Verbindung.  
 02 Die chem. Verbindung kann nur durch die chem. Kräfte oder durch die Potenzen  
 03 oder Lebenskraft wieder fgehoben werden.  
 04 Die mechanische Theilung eines chemischen Gemisches kann blos die Cohäsionskraft  
 05 besiegen, das Product der Theilung besteht stets in gleichartigen Maßen Theilen.  
 06 Diese Theilung muß wohl eine Gränze haben, aber sie kann niemals erreicht  
 07 werden, man meint den nicht weiter theilbaren Maßentheil eines Körpers  
 08 mechanisches Atom; der mechanische Theilbarkt bleibt stets relativ  
 09 u so ist auch die Größe oder Schwere des mechanischen Atoms relativ. Je[de]s mechanische

<sup>464</sup> „adhaereo“ (lat.) = festhängen, anhalten oder zusammenhängen; heute: das Haften zweier Stoffe oder Körper aneinander; wird bei PIERER (1841), Bd 5, 458, wie auch in der Mitschrift unter dem Begriff „Cohäsion“ behandelt.

<sup>465</sup> „Apolarität“ eine mögliche Übertragung wäre: Gleichheit bei wesenhafter Zusammengehörigkeit.

<sup>466</sup> PIERER (1844), Bd 21, 585 beschreibt eine Spiegelherstellung durch Beschichten des Glases mit Quecksilber/Zinn-Amalgam unter Druck.

10 Atom dh also eigentlich jeder beliebig große Theil einer chem. Verbindg  
11 ist chemisch noch theilbar. Jeder beliebig große Theil einer chem. Verbindg  
12 hat Bestandtheile in welche er chemisch zerlegbar ist. Jede kleinste Menge  
13 von HgO wird durch Wärme noch zerlegt indem Verhältniß v 126 Gew.Th. =  
14 1 Hg u 10 Gewth. = 1 At O. Man kann sich nun die chemischen Atome zu-  
15 sammengesetzt denken, [au]s der nebeneinander Lagerung der Tuxteposition [?]  
16 vermöge der chem. Anziehungskraft; zb.  $\text{SO}^3$ ,  $\text{SO}^2$ . Allein diese Vorstellungs-  
17 weise ist immer nur eine bildliche u hat keinen besonderen Werth; indessen  
18 wird von der verschiedenartigen Gruppierung der Atome von/ einer Verbindg der  
19 Isomerismus<sup>467</sup> abgeleitet. Nach der atomistischen Theorie wird die Materie  
20 als etwas gegebenes u etwas bereits vorhandenes angesehen u in der Naturforschung  
21 können wir nicht darüber hinaus gehen. Nach der dynamischen Ansicht wird aber die  
22 Materie definiert s dem Widerstreite 2er widerstrebender Kräfte, s  
23 der Expansion u der Affeektivkraft<sup>468</sup>. Allein wir können uns in der Natur-  
24 forschung auf ein bloßes Spiel nicht einlassen; eine chem. Durchdringung  
25 der Körper besteht nach atomistischer Ansicht in einer Verbindung mechanischen  
26 Verbindg zu chemisch Atomen; u diese Vereinigung erfolgt immer  
27 nach einem durch Zahlen sdrückbarem Verhältnisse zb. Beim HgO.  
28 Wahrscheinlich besitzen alle Körper zueinander chem. Affinität, aber die Umstände  
29 unter welchen sich die Affinität äußert sind sehr verschieden. Oftmals sind  
30 schon die mechanischen Kräfte erforderlich um die Affinität in Thätigkt zu ver-  
31 setzen. Die Potenzen wirken bald dahin, daß die Affinität sich äußert bald,  
32 daß die Verbindungen sich zerlegen. Bei verschiedenen Körpern findet eine Affinität  
33 in ausgezeichnetem Grade statt u gerade diese Fälle sind es hauptsächlich  
34 welche uns in der practischen Chemie beschäftigen: Abgesehen von der verschiedenen  
35 Stärke der Affinität ist sie immer ei[n und] dieselbe Kraft u sie bewirkt die meisten  
36 u wichtigsten Veränderungen in der Körperwelt. Der chem. Prozeß findet nur  
37 unter günstigen Umständen statt, welche für den eben gegebenen Fall<sup>469</sup> noth-  
38 wendig sind. Eine allgem. Regel läßt sich gar nicht geben. Ungenügend  
39 erklärt ist bis jetzt noch die Einleitung des chem. Prozeßes durch bloße Berührung  
40 eines bei dem Prozeße unthätig bleibenden Körpers, zb. Platinschwamm.  
41 Solche Körper hat man Contactsubstanz<sup>470</sup> genannt, oder man hat eine eigene  
42 Kraft, die katalitische Kraft angenommen.  
43 § 6. Die chem. Verbindung besteht in einer Zusammenfügung der Atome nach  
44 dem jetzt herrschenden Begriffen; es ist nun klar, daß die Zusammenfügung  
45 der Atome in verschiedenem Maß stattfinden u daß die entstehenden chem

- 5-

01 Verbindungen unter sich verschieden sind, wenn sie auch dieselben Anzahl der Elemente =  
02 Atome enthalten zb. das  $\text{CaO} + \text{CO}^2$  bildet theils den Kalkspath welcher  
03 in Rhombaädern x[kri]stallisirt; er bildet auch den Arragenit in geraden rhombischen  
04 Prismen, u dadurch sgezeichnet daß er bei gelinder Wärme zerfällt zu Pulver.  
05 Vielleicht besitzen auch die Atome eine Polarität in deren Folge die Atome sich  
06 anders gruppiren; das ist allein Thatsache daß nicht immer die chem. Verbindungen  
07 bei gleichem quantitativem Verhältnisse ihrer Bestandtheile vollkommen gleiche  
08 Eigenschaften besitzen; solche Körper nennen wir isomerische<sup>471</sup>; man unter-  
09 scheidet jetzt aber näher folgende. 1, metamerische<sup>472</sup> Verbindungen, solche welche

<sup>467</sup> „Isomerie“ [isos=gleich, meros=Theil (griech.)] wurde 1823 von Justus von Liebig auf analytischem Wege entdeckt.

<sup>468</sup> Siehe unter „Kraft“ (Fußnote 3), die zwei Begriffe sind Gedankengebilde der Naturphilosophie.

<sup>469</sup> Gemeint ist die Reaktion des Quecksilberoxid bei Erwärmung (Formel:  $2\text{HgO} = \text{Hg} + \text{O}_2$ ).

<sup>470</sup> Beschrieben sind hier Katalyse und Katalysator, PIERER (1852), Supplement, Bd 4, 106 erklärt dazu: „Katalysis [...], eine Art von Zersetzung eines Körpers, welche nur durch die Gegenwart u. die Berührung eines anderen Stoffs, welcher hierbei keine Veränderung erleidet, veranlaßt wird, z. B. die Wirkung des Ferments (Katalytische Kraft) bei der Gärung, des Kälberlafs auf die Milch.“

<sup>471</sup> Bei PIERER finden sich weder Iso-, noch Meta- oder Polymerie.

<sup>472</sup> Von Berzelius geprägter Begriff, der der folgenden Beschreibung entspricht.

10 nur absolut gleiche Anzahl von Atomen ihrer Bestandtheile enthalten. Aber  
 11 wahrscheinlich in anderer Gruppierung. Z.b. Harnstoff =  $\text{H}^8\text{N}^4\text{C}^2\text{O}^2$   
 12 Cyansaures Ammoniumoxyd =  $\text{H}^8\text{N}^2, \text{O} + \text{C}^2\text{N}^2\text{O}^2$ . Körper dieser Art  
 13 haben ein gleiches Atomgewicht, weil sie dieselbe Anzahl von Elementar  
 14 Atomen enthalten, u folglich haben sie auch eine gleiche % Zusammensetzung,  
 15 aber sie enthalten verschieden näher Bestandtheile.  
 16 2, polimerische<sup>473</sup> Verbindungen haben eine relativ aber nicht absolut  
 17 gleiche Anzahl von Atomen mithin auch ein ungleiches Atomgewicht, u ver-  
 18 schieden näher Bestandtheile. Ihre % Zusammensetzung muß natürlich gleich  
 19 sein. Zb Essig Aether =  $\text{C}^4\text{H}^{10}, \text{O} + \text{C}^4\text{H}^6\text{O}^3$  [?]sres Aethyloxyd  
 20 Aldehyd =  $\text{C}^4\text{H}^6, \text{O} + \text{H}^2\text{O} = \text{C}^4\text{H}^8\text{O}^2$ .  
 21 3, isomerische Verbindungen im engeren Sinne, enthalten eine gleiche Anzahl  
 22 an Elementar Atomen, in gleich % Zusammensetzung, aber ihre näher  
 23 Bestandtheile, oder die Gruppierung der Atome ist uns unbekannt. Zb. Rhombädrischer  
 24 Kalkspath =  $\text{Ca} + \text{CO}^2$ , Arragonit =  $\text{CaO}, + \text{CO}, ^2$ ; octaädrisches Eisenkies  
 25 =  $\text{Fe}^2\text{S}^2$  u rhombischer Wasserkies  $\text{FeS}^2$ , (wasser)leere Traubensäure  $\text{C}^8\text{H}^8\text{O}^{10}$   
 26 (wasser)leeres T<sup>474</sup>  $\text{C}^8\text{H}^8\text{O}^{10}$ , Aethanol =  $\text{C}^4\text{H}^8$ , Aetharin =  $\text{C}^4\text{H}^8$ . Ein guter Theil  
 27 der früher für isomerisch gehaltenen Körper fällt jetzt wieder [au]s, weil man über  
 28 sehen hatte den richtigen Antheil den das chem. gebundene (Wasser) in den chem. Ver-  
 29 bindungen nimmt. Man rechnet auch manche Körper zu den isomerischen,  
 30 welche manchmal besondere Eigenthümlichkeiten annahmen; indessen können  
 31 diese Eigenthümlichkeiten von anderen Umständen abgeleitet werden; zb. von  
 32 einer bloßen mechanischen Verdichtung. Diese Verschiedenheiten bei manchen Körpern  
 33 drückt man sehr gut s nach dem Vorschlag v Berzelius durch Buchstaben, zb.  
 34  $\alpha$ Kieselerde =  $\alpha\text{SiO}^3$   $\beta$  Kieselerde =  $\beta\text{SiO}^3$ , ebenso bei der Antimonsre  
 35 Phosphorsre u s.w.  
 36 Alle tropische<sup>475</sup> Körper sind solche Elementarstoffe, welche in verschiedenen  
 37 Zuständen namentlich in verschiedener äußerer Form sich darstellen, so der Diamant  
 38 Graphit, u Holzkohle, u ebenso der S, Si P u einige andere Elementarstoffe.  
 39 Man bezeichnet durch griechische Buchstaben diese Verschiedenheit, zb.  $\alpha$ .S  $\beta$ . $\chi$  S.  
 40 oder xstallinische, weiche u flüssige [Schwefel.]  
 41 § 7. Die äußere Form der Körper insofern sie nicht vom org. Leben abhängig ist  
 42 hat eine innige Beziehung zu der chem. Anziehung; durch eine Gruppierung der  
 43 mechanischen At. zu chem. At. kann alles nun auch wohl die Gestalt der Körper

- 6 -

01 bedingt werden. Die Körper, also die in 1 Raum eingeschlossene Materie hat  
 02 eine bestimmte Gestalt oder nicht.  
 03 1, hat sie keine bestimmte Gestalt, so heißt sie gestaltlos oder amorph<sup>476</sup>. Zb.  
 04 eingetrocknetes Eiweiß; Thon dergl[eichen]. Zuweilen zeigen die amorphen Körper  
 05 doch eine gewisse regelmäßige Bildung zb wenn man 1 Lösung v Humin[säu]re  
 06 f einer Glastafel eintrocknen läßt, so hinterbleibt ein Fleck welcher sich ziem-  
 07 lich regelmäßige Risse bilden; die von ~~einer~~ parabolischen Linien begrenzt  
 08 werden. Solche Körper kann man idiotypisch<sup>477</sup> amorph nennen, diejenigen  
 09 aber die ganz gestaltlos sind Zb. Ei[weiß] sýns-typisch<sup>478</sup> amorph.  
 10 2. Die Körper von einer bestimmten äußeren Gestalt sind xstallisirt oder

<sup>473</sup> polymer (griech.) = vielteilig, vielzählig

<sup>474</sup> Sonst wurde das Tr meist mit überstrichenem T geschrieben und war die gängige Abkürzung für Tartrat oder Weinsäure.

<sup>475</sup> PIERER (1844), Bd 23, 606 gibt folgende Erklärung: „*eigentlich was zur Wendung gehört*“, wahrscheinlich gemeint: gewendete Substanzen.

<sup>476</sup> Laut PIERER (1840), Bd 1, 445 kommt der Begriff vom griechischen Wort „Amorpha“ und bedeutet Bildlosigkeit, Unformen, Missgestalten und „amorphisch“ bedeutet mißgestaltet oder gestaltlos, es wird aber kein Hinweis auf eine chemische Anwendung des Begriffs gegeben.

<sup>477</sup> Heute beschreibt es die Gesamtheit des Erbgutes, hier wahrscheinlich im Sinne „von Grund auf so angelegt“.

<sup>478</sup> Hier gebraucht im Sinne von „keinerlei Ordnung“.

11 xstallinisch. Die zufälligen äußeren Gestalten, u die sogenannte nachahmenden  
12 Gestalt[e]n, staudenförmige oder moosförmige, oder strahlige, zb. das trauben-  
13 förmige  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  sind theils rein zufällig, theils rein wesentlich. Die Xstalle  
14 sind Körper welche von geraden ebenen unter bestimmten Winkeln zu-  
15 sammen stoßenden Flächen begränzt werden.  
16 Der Bildung der Xstalle liegen mathematische Gesetzte zu Grunde, welche zu  
17 erforschen die Aufgabe die Xstallographi<sup>479</sup> ist. Die Xstalle ein u desselben Körp[ers]  
18 zeigen sich zwar vielfach verschieden; aber diese Abänderung[en] sind v ganz be-  
19 stimmten mathematischen Gesetzten abhängig. Für die Chemie ist die Annahme  
20 gewisser Grundformen von denen man 7 annehmen kann vorläufig sreichend,  
21 da die Xstallographen<sup>480</sup> sich keineswegs v[g]ereinigt haben über ein allgem. geltende  
22 u leichte mathematische Beziehungsweise. Man kann s der Xstallisation  
23 der Körper f die Grundgestalt unbeirrt schließen u daraus einen Schluß machen  
24 f die chem. Natur. Die äußeren Flächen der Xstalle entsprechen [den] inneren Flächen  
25 derselben, welche aber auch manchmal einer Modifikation der Xstallgestalten  
26 gehören. Wir nennen den inneren Bau der Xstalle die Strucktur, Blätterdurchgang  
27 oder Spaltung, manche Körper, die nicht vollkommen [au]s[kri]stallisirt, unterscheiden  
28 sich durch den Blätterdurchgang. Zb. das Wismuth zeigt einen Blätterdurchgang  
29 nach den Flächen des regul[er]n Octaäders, das Sb durch ei[nen] Rhombaäder.  
30 Xstallinisch nennen wir solche Körper die nicht völligs [au]s[kri]stallisirt s[ind], aber  
31 wohl eine Xstallstrucktur zeigen oder [au]s einer Anhäufung ~~vollst~~ nicht vollständiger  
32 Xstalle bestehen. Zb. der Caramelzucker, Borsäure, Aepfelsre. Alle xstalli[ni]schen  
33 Körper können wahrscheinlich unter günstigen Umständen völlig [au]sxstallisiren, u  
34 Alle Producte der reinen chem. Anziehung sind wahrscheinlich fl[ü]ssig unter  
35 günstigen Umständen xstallinisch oder xstallisirt sich dann zu [Kri]stallen. Von den  
36 organ. Körpern kommt nur ein Theil xstallinisch oder xstallis[ir]t vor. Zucker.  
37 Die Bildung der Xstalle setzt eine Beweglichkt der kleinsten Maßentheile  
38 voraus. Also nur s tropfbar oder elastisch flüssigen Körpern können sich  
39 Xstalle [au]sscheiden. Einige starre amorphe Körper zeigen indeß auch eine Beweg-  
40 licht ihrer Molecüle u hierauf beruht das Opackwerden<sup>481</sup> des geschmolzenen  
41  $\text{As}^2\text{O}^3$ , des geschmolzenen Zuckers, des erweichten Glases. Die Entwicklung von  
42 Wärme, Licht u Elektrizität deutet auf eine besond. Ackt der Bewegung  
43 des Materie hin. Von der bloßen Cohäsionskraft ist die Erzeugung der Xstalle  
44 nicht abzuleiten; sondern von einer polarisch wirkenden Kraft die wir Xstallisations-

- 7-

01 Kraft nennen. Die Modifikation der Grundform oder auch die Größe der Xstalle  
02 ist auch von Nebenumständen abhängig die wir nicht immer in unserer Gewalt  
03 haben.  
04 § 8. Einfache zusammengesetzte Körper haben oft dieselbe Grundgestalt zb. Bi [?], Diamant  
05 u Kochsalz; öfters aber auch eine ganz verschiedene Grundgest[alt] Zb.  $\text{KO}+\text{SO}^3$  u  $\text{CaO}+\text{SO}^3$   
06 oder  $\text{BaO}+\text{CO}^2$  u  $\text{CaO}+\text{CO}^2$ . man nennt die gleichgestaltige, hommoamorph amorph die ungleichen  
07 heteromorphe Körper. Der Grund dieser Gleichheit u Verschiedenheit ist völlig unbe-  
08 kannt. Nach der früheren Ansicht besitzt jeder Körper dieselbe Grundform, aber jetzt  
09 wissen wir, daß gewisse Ausnahmen stattfinden; einige Körper sind nemlich  
10 dimorph: zb.  $\text{As}^2\text{O}^3$  u  $\text{Sb}^2\text{O}^3$ . FeS u andere mehr. Sie zeigen sich in Xstallisationen  
11 von 2fach verschieden Grundgestalt. Isomorph heißen Alle gleichgestaltigen Körper  
12 welche in ihrer Verbindung mit verschiedenen anderen Körpern Xstalle von der selben Grund-  
13 Gestalt wieder hervorbringen. Sie können sich daher in der chem. Verbindung ersetzen  
14 ohne daß die Xstallform wesentlich verändert wird; man unterscheidet jetzt schon  
15 mehre Gruppen isomorpher Körper zb.  $\text{Al}^2\text{O}^3$   $\text{Fe}^2\text{O}^3$   $\text{CaO}$   $\text{MgO}$ ,  $\text{FeO}$   $\text{MnO}$

<sup>479</sup> Im PIERER (1842), Bd 11, 731 findet sich zur „Kristallographie“ nur veraltetes Wissen.

<sup>480</sup> Linien, die Kristalle begrenzen; Kristallographie (griech.) bedeutet Kristallkunde, die Wissenschaft von dem strukturellen und morphologischen Aufbau der Kristalle.

<sup>481</sup> Undurchsichtigwerden

16  $\text{SO}^3$ ,  $\text{SeO}^3$ ,  $\text{AgO}$  u  $\text{NaO}$ . Die isomorphen Körper haben untereinander meistens  
 17 eine große chem. Aehnlichkeit u sie haben immer eine gleiche atomische Zusammen=  
 18 setzung. Die Anzahl der Atome ist also wie es scheint der Grund dieser gleichmäßigen  
 19 Gestaltung der Körper u dem nach kommt es mehr f die Atomenanzahl u ihre  
 20 Gruppierung als f die Qualität der Materie an um eine gleichbleibende Xstallisation  
 21 der chem. Verbindung zu bewirken. Man kann daher auch umgekehrt s dem Iso-  
 22 morphismus<sup>482</sup> f deren atomistische Zusammensetzung schließen. Man hat den  
 23 Isomorphismus angesehen als eine Hauptstütze der atomistische Theorie, obwohl hierin  
 24 Alle Chemiker nicht beistimmen. Uebrigens haben einige Chemiker den Isomorphismus  
 25 benutzt um danach die Elementarstoffe zu klassifiziren. Ueberhaupt ist die  
 26 ganze Lehre des Isomorphismus noch keineswegs durchzelibriert, u manche Körper  
 27 welche dimorph sind, können 2erlei isomorphen Gruppen angehören.  
 28 § 9. In der Körperwelt kommen verschiedene Erscheinungen vor, die wir t  
 29 erwähnten Anziehungskräften nicht erklären können, nemlich die Erscheinung  
 30 der Wärme u des Lichtes, der Elektrizität u des Magnetismus. Man hält diese  
 31 Erscheinungen für besondere ~~U###~~ Wirkungsarten der Urkräfte u nennt  
 32 sie Potenzen, oder strahlende Potenzen, oder man nimmt sie für Aeüßerungen  
 33 eigenthümlichen Materien die aber gewichtslos sind u deshalb Imponderabilien  
 34 genannt [werden]. Diese Materien lassen sich nicht einschließen, daher heißen sie  
 35 Incoert[c]ibilien<sup>483</sup>; diese Materien gehören dem allgem. Weltraum an  
 36 sind[sie] sind Flüssigk[ei]ten, aber feiner als alle übrigen aber nicht absperrbar.  
 37 Sie sind die ersten Uebergänge der Kräfte zur Materie; die Anfänge  
 38 zur Verkörperung der Kräfte, heißen primitive Kräfte.  
 39 Die genaue Kenntnis dieser Erschein[ungen] ist für die Chemie außerordentlich  
 40 wichtig u haben Veranlassung gegeben zu der sogenannten physikalischen  
 41 Chemie. Die Ansicht daß diese Erscheinungen bloße Potenzen sind, gewinnt  
 42 im Allgem. jetzt die Oberhand, aber für manche chem. Erscheinung ist  
 43 die Annahme für Imponderabilien vor der Hand nicht unzweckmäßig.  
 44 Die elektrochem. Theorie welche gegenwärtig in der Chemie gilt, wir  
 45 nehmen demzufolge an daß in Allen Körpern eine doppelte Elektrizität  
 46 existirt, die + u - u zwar so daß sich beyde gebunden oder neutralisirt  
 47 haben; wird die Eine weggenommen, so bleibt die Andere übrig.

- §-

01 Wir haben als dann die elektrischen Erscheinungen. Dieses Trennen der  
 02 E.[lektrizität] erfolgt durch verschiedene Umstände u. die chem. Erscheinung[en] sind immer  
 03 begleitet von elektrischen Erscheinungen. Aber darum wird noch gestritten,  
 04 ob die E. die Ursache oder Folge der chem. Einwirkung ist. Wir nehmen an daß  
 05 bey der chem. Verbindung zb. v[on] S u O die entgegengesetzten E[lektrizitäten] sich neutralisiren; die  
 06 + mit der +[-] u hierauf bezeichnet man jetzt auch die verschiedenen Gruppen u Klassen  
 07 der Körper.  
 08 § 12<sup>484</sup>. Sämtlichen Körper zerfallen in der Chemie// in 2 Klassen, einfache Stoffe, Grundstoffe  
 09 Elementarstoffe, Elemente; wir können diese in keinerlei Weise in hete-  
 10 rogene Theile zerlegen; u zusammengesetzte die sich in die Elemente zerlegen  
 11 lassen durch die Affinität, oder durch die Wärme, oder durch die Elektrizität, oder  
 12 durch das Licht oder endlich durch die Lebenskraft; rein mechanische Körper können  
 13 chem. Verbindungen nicht in ihre Elemente zerlegen, obwohl sie unter gew. Umständen  
 14 mitwirken.  
 15 Erste Klasse; Elemente. Wir kennen mit Gewißheit 54 Elemente  
 16 oder auch 58; wenn man Lanthan, Didym, Terbium und Erbium<sup>485</sup> hinzurechnet.

<sup>482</sup> System der Vergleiche von Kristallstruktur zum chemischen Aufbau, durch Eilhard Mitscherlich (1794–1863) begründet, es findet sich noch keine Erklärung im PIERER.

<sup>483</sup> Incoercibilien, sinngemäß für „Uneinschließbare“, stammt von „in-co-eo“ (lat.), PIERER (1842), Bd 10, 107 verweist hier auf die Imponderabilien.

<sup>484</sup> Die §§ 10 + 11 fehlen, möglicherweise ein Zählfehler oder es wurde Unterricht verpasst.

<sup>485</sup> Lanthan (1839); Didym wurde 1843 von dem schwedischen Chemiker Carl Gustaf Mosander (1787–1858) entdeckt



17 Außerdem sind jetzt noch 2 neue Metalle entdeckt, eins im Tantalit<sup>486</sup>, das andere  
 18 im Platin<sup>487</sup>. Wir bezeichnen diese Element mit dem Anfangsbuchstaben des  
 19 latein. Namen u zwar in der von Berzelius angeführten Weise. Zb. K  
 20 Bey Befolgung des Grundgedankens in d[er] elect.chem. Theorie daß jede chem  
 21 Verbindung noch erfolge mit u unter [au]sgleichung der + u - E. Zerfallen  
 22 sämtliche Elemente am natürlichsten u einfachsten in 2 Ordnungen.  
 23 Man weiß 23 Elemente dieser Art welche wenn man die Erz- anders u veraltet als  
 24 Hemy<sup>488</sup> u bezeichnend ansieht, daher wird auch von einigen Chemikern das Bi u das  
 25 Si mit hierher gerechnet.  
 26 1, die electronegativen Elementarstoffe[?] sind durchsichtig oder durchscheinend oder G[as ?]  
 27 u das Si sgenommen de[sse]n Isolierung immer noch schwierig geblieben ist. Das Fl.[üss?ige]  
 28 ist ansich nicht bekannt.  
 29 2, sie sind schlechte Wärmeleiter  
 30 3, sie sind Isolatoren der El. und die Kohle leitet die El. wahrscheinlich  
 31 wegen ihres Gehaltes an Metallen.  
 32 4, der Magnetismus wird von keinem Element fortgeleitet.  
 33 5, Sie verhalten sich [im] Kreise der voltasischer Säule, so wie bei chem. Ver-  
 34 bindung mit den Metallat[omen] als - electr. Körper.  
 35 6, ihre Verbindungen untereinander behalten die Eigenschaften bei der isolirenden[?]  
 36 Verbindung.  
 37 7, die Verbindungen derselben [mi]t den Metallen zeigen eine auffallende Uebereinstimmung  
 38 u Aehnlichkeit nicht durch den Mettall, sondern nach den nicht mettall. Elementen.  
 39 Zb. Alle S metalle Id metalle oder Oxyde.  
 40 Die electronegative Element erscheinen als das [au]fnemende[?] Prinzip, das Inj[?]  
 41 der Verbindung. Gewisse Eigenthümlichkt u Aehnlichkt gestatten eine Grupp[ieru]ng  
 42 in den Elementen.  
 43 1, O = Sauerstoff, er ist ~~ist~~ in Allen Verbindungen - electr. trisch  
 44 2, Halogene: Chlor, Brom Jd, Fluor, so wie auch S u Se mit den Metallen  
 45 geben sie unoxydirte[?] Salze. Die Haloide t H geben sie die H säuren.  
 46 3, endlich Oxyde: P, Bor C u Si N u H. Sie liefern t dem O meistens  
 47 beständige oder sehr beständige Säuren; mit dem H liefern sie keine Säuren.

- 9 -

01 Mit den Metallen geben sie wenig oder gar keine Verbindung oder nur Verbindungen  
 02 in denen die metallische Natur nicht vermischt ist.  
 03 Die 2te Ordnung umfaßt die metallischen Elemente die + Elemente oder die  
 04 Metalle.  
 05 Um die große Anzahl der Metalle besser zu übersehen u ihre Eigenthümlichkten  
 06 in den chem. Verbindungen besser zu überblicken kann man sie f folgende Weise  
 07 vaerifiziren<sup>489</sup> u klassifiziren. Die + Elemente oder Metalle sind:  
 08 1, undurchsichtig, wenn die feinsten Metallschichten das Licht durchlassen, so rührt  
 09 das nur her von einer mechanischen Porösität. Die vollkommene Undurchsichtigkt  
 10 in Verbindung t der Lichtreflexion ist die Ursache des eigenthümlichen u karackteristischen  
 11 Metallglanz.  
 12 2, sie sind die besten Wärmeleiter  
 13 3, vollkommene Leiter der Electricität.

---

und ist eine Mischung aus Gadolinium, Samarium, Europium, Neodymium und Praseodymium; Terbium (1843); Erbium (1843) ist eine Mischung aus Scandium, Ytterbium, Lutetium, Erbium, Holmium, Dysprosium und Thulium, vgl. S. ENGELS / A. NOWAK (1983), 219–221. Hier zeigt sich wie aktuell Wackenroder war.

<sup>486</sup> Gemeint ist Niobium, das 1844 von Heinrich Rose (1795–1864) entdeckt wurde; Zantalit ist ein Tantal-haltiges Mineral. Erst 1866 gelang Jean-Charles Gallissard de Marignac (1817–1899) die vollständige Trennung vom Niobium und Tantal, vgl. hierzu S. ENGELS / A. NOWAK (1983), 210–213.

<sup>487</sup> Gemeint ist Ruthenium, das 1844 von Karl Karlovic Klaus (1796–1864), einem Professor an der Universität in Kasan, in Platinrückständen entdeckt wurde, vgl. S. ENGELS / A. NOWAK (1983); 229–230.

<sup>488</sup> „Hemi“ wird hier im Sinne von Halbmetall verwendet.

<sup>489</sup> durch Überprüfen die Richtigkeit von etwas bestätigen

14 4, Der Magnetismus wird von mehreren Metallen fgenommen. Alle Erscheinungen  
 15 des Electr Magnetis[mus] u der Magnetr E[lecktrizität] werden nur beÿ den Metallen angetroffen  
 16 5, im Kreise der voltaische Säule u bei chem. Verbindungen verhalten sie  
 17 sich gegen die - E. Elemente immer positiv. Der Galvanismus<sup>490</sup> wird nun  
 18 daher belegt[?], oder es sind immer Metalle zugegen wenn die galvanische El. im besonderen  
 19 Grade auftritt.  
 20 6, die Legierungen zeigen die erwähnten Eigenschaften der Metalle  
 21 7, in ihren Verbindungen t den el.- Elementen erscheinen uns die Metalle als die  
 22 Grundlage; daß als das umgeformte, umgebildete; ihre metall. Natur ist in  
 23 diesen Verbindungen gewöhnlich ganz verloren gegangen oder doch größtentheils;  
 24 nach ihrem electr chem. Verhalten kann man wohl die Metalle weiter gruppiren  
 25 um für die chem. Praxis eine entsprechende Uebersicht zu erhalten. Man kann  
 26 unterscheiden 1, Alkalimetalle: K. Na. Li.  
 27 2, Erdalkalimetalle. Ba. Sr. Ca. Mg.  
 28 3, Erdmetalle, Al, Bor, G(ly)<sup>491</sup> Th[?], Zr. 4, Erzmatalle; vorzugsweise  
 29 +elechtri. Ce, Mn, Fe, Co, Ni, Zn; Cd, Pb, Sn, Bi, Ur, Cu; Hg, Ag, Th[?],  
 30 Ta, Pt, Ir, Aur. 1.2.3.4. sind Ba[si]dylle<sup>492</sup>, weil sie eine vorherrschenden Neigung  
 31 haben t O Basen zu bilden. Vorzugsweise -el. Metalle: Os, Yt, Te, W,  
 32 Mo, Va, Cr, Te, Sb, As, diese sind Acidyle wegen ihrer vorherrschenden Eigen=  
 33 schaft Säuren zu bilden.<sup>493</sup> Die Basidyle verbinden sich zwar untereinander  
 34 aber kaum zu bestimmten Verbindungen; ebenso die Acidyle. Je weniger  
 35 die Metalle in ihre elektrochem Gegensetze von einander abweichen, desto ähnlicher  
 36 sind sich[sie] sich auch in ihren Ganzen phys. chemischen Verhalten; u in der Regel auch desto schwieriger  
 37 von einander zu trennen. Basÿten verhalten sich gegen die Acidyle stark + el.  
 38 u so entstehen die sgezeichneten Verbindungen der Metalle untereinander.  
 39 Das O giebt t den Basyten vorzugsweise Salzbasen; t den Acidÿlen vorzüglich  
 40 Sren.  
 41 Das O giebt t den Basÿten vorzugsweise Salzbasen; mit den Acidÿlen  
 42 vorzugsweise Säuren. Die Halogene bilden in gleicher Weise theils neutrale  
 43 theils saure, dh. theils +el. theils -el. Haloidsalze

- 10 -

01 Zb.  $KCl^2 + el \rightarrow SbCl^2 + el$ . Im allgem. entsprechen die Haloidsalze ein u desselben  
 02 Metalles seinen Oxyden u seinen Säuren.  
 03 Die Oxyde bilden t den Metall[en] leicht zersetzbare u unbestimmte Verbindungen  
 04 Die am meisten -el. Oxyde. P. Bo C. Si. N verbinden sich noch am meisten  
 05 mit den Basÿlen während sich das H hauptsächlich mit den Acidÿlen vereinigt.  
 06 Die 2te Klasse der Körper die zusammengesetzten, entstehen t der Vereinigung der  
 07 Elemente. Wir können 2 große Familien unterscheiden.  
 08 1, Verbindungen [mi]t einfachem Radikal<sup>494</sup>. Alle rein chem. Verbindungen  
 09 entstehen durch die Ausgleichung der entgegengesetzten El. der Elemente; woraus  
 10 eine natürliche Folge die ist, daß dieser Körper immer binär zusammengesetzt ist.  
 11 Entweder sind diese Verbindung einfach oder mehrfach biner.  $Cu+O-S+O-$   
 12 Bei der Zerteilung[?] dieser Verbdg in ihre Elemente wird man also immer zuletzt  
 13 [au]f ein + u[nd] - el. Element zurückkommen. Die Verbindungen t einfachen Radikalen  
 14 sind Producte der Affinität u können sie auch willkürlich hervorbringen; deshalb

<sup>490</sup> PIERER (1841), Bd 8, 50 behandelt den Begriff ausführlich: „1) (Phy.): der Inbegriff von Erscheinungen der Elektrizität, wenn solche durch Berührung erregt wird“.

<sup>491</sup> Undeutlich geschrieben, daher interpretiert: G(ly) deutet auf Glycium hin, dem alten Namen für Beryllium (Be).

<sup>492</sup> Begriffe für Metalle, die als Oxide entweder Basen (Basidyle) oder Säuren (Acidyle) bilden, bei Liebig werden diese Begriffe nicht mehr verwendet.

<sup>493</sup> Nicht alle hier verwendeten chemischen Symbole sind eindeutig zu entziffern. Die Zuordnung erfolgte mit Hilfe einer Liste von den damals bekannten Elementen und deren Eigenschaften.

<sup>494</sup> PIERER (1843), Bd 17, 374 erklärt zuerst den Wortstamm: „Radical (v. lat.), von der Wurzel, von Grund aus.“, um dann die damals gültige chemische Definition ohne Hinweis auf die Organische Chemie zu erweitern: „Radical einer Säure, die säuerungsfähige Grundlage einer Säure.“.

15 weil sie sich ~~im~~ größtentheils im Mineralreich vorkommen, nennt man sie  
16 unorganisch.  
17 2. Verbindungen [mi]t zusammengesetzten Radikal. Die belebte Natur produziert  
18 eine unendliche Anzahl an Verbdgen welche [au]s sehr wenig Elementen, meistens s 2  
19 oder 4 zusammengesetzt sind; die % Zusammensetzung weicht entweder gar nicht oder nur ganz  
20 wenig ab. Wenn man diese Verbindung als trimere[?] u quaterne Ansicht, so geht  
21 dabei unsere Vorstellg der [--?--] <sup>495</sup> chem. Bestandtheil[e] ganz verloren.  
22 Die Hypothese von den zusammengesetzten oder auch organ. Radikalen erklärt nun zwar  
23 nicht das Entstehen der Radikale, selbst was eben das unerklärliche in der Wirksamkt  
24 der Lebenskraft ist, aber wohl können wir nun die weiteren Verbindung oder Ver-  
25 wandschaft[?], der organ. Körper daraus klar machen. Die Körper t zusammen  
26 gesetzten Radikalen werden nur im org. Reiche angetroffen u deshalb werden diese  
27 auch organ. genannt. Für uns ist immer die Möglichkt vorhanden sie manch[mal] zu  
28 modificiren, indem wir dabei entweder nur die Verbindung der Radikale abändern  
29 oder auch manchmal die Radikale selbst; nur in einigen wenigen Fällen ist es gelungen  
30 org. Körper durch bloße chem. Anziehung zu gewinnen.  
31 §13. Der wichtige u wesentliche Unterschied zwischen unorgan. u organ.  
32 Körpern kann nicht weggeläugnet werden. Hiernach ergibt sich nun sehr  
33 leicht eine Klassifikation [mi]?t einfachen u zusammengesetzten Radikalen, u demgemäß  
34 bildet sich sehr leicht eine consequente Nomenklatur u Bezeichnung.  
35 Verbindungen mit einfachen Radikalen oder unorganische Verbindungen  
36 1, Verbindung der ersten Ordnung oder Verbindungen der Elemente unter sich.  
37 A. die nichtmet. Elemente liefern bei ihrer Verbindg untereinander ent-  
38 weder Sren oder neutrale Körper; nur eine einzige Verbindung ist ein Alkali:  
39 Ammoniak. Die Nomenklatur geht vom O [au]s u nach dieser Nomenklatur hat sich  
40 die übrige allmählig gestalltet. Manche Verbindungen haben neben dem wissen-  
41 schaftlichen rationellen Namen, ein empýrischen<sup>496</sup> oder Trivial Namen. Die in-  
42 differente Verbindung die höheren werden bloß durch Zusammenfügung ihrer Namen ]mi]tein[an]der

- 11-

01 verbunden. Indessen man kann auch unter Umständen die rationellen <sup>497</sup> bezeichnen  
02 u, anstatt SchwefelC[ohlenstoff]. Kohlenst[off]sulfid sagen.  
03 Die wichtigst Verbindung sind hier immer die Sren, welche theils O sren, theils  
04 H säuren sind. In den O sren sind die Elemente welche t dem O verbunden sind, oder  
05 +el, weil der O stets -el. ist, u dem gemäß bilden wir auch die Formeln derselben.  
06 In den H Sren sehen wir aber stets das H als das +el. Element an u das Halogen  
07 als das -el. Von den O sren kennen wir bei den meisten Elem. mehrere Gradationen  
08 während wir von den H sren nur eine einzige kennen. Namentlich beim S kennen wir  
09 mehrere Verbindungen, die aber höchstwahrscheinlich ganz verschiedene Reihen abgeben  
10 in der Einen befindet sich nur S u der andre S<sup>2</sup> zb. SO<sup>2</sup> u SO<sup>3</sup>. S<sup>2</sup>O<sup>2</sup>, S<sup>2</sup>O<sup>5</sup> S<sup>2</sup>O<sup>5</sup>+1  
11 S<sup>2</sup>O<sup>5</sup>\*X <sup>498</sup>  
12 B. Die Verbindungen der Metalle oder +el. Verbindungen heißen Legirungen. Die  
13 Nomenklatur ist sehr einfach u wird durch Zusammenfügung der Namen bewirkt,  
14 z.b. CuZn - Messing u.s.w.  
15 C. + u[nd] - el. Die Vereinigung der nicht met. Körper t den Metallen giebt uns die zahl-  
16 reichsten u wichtigsten Körper, wir unterscheiden hier  
17 1, die Verbindungen des O t dem Metall, die Metalloxyde u Metallsren. Diese sehr  
18 zahlreiche Klasse von Körpern hat die früheste eine bestimmte Nomenklatur erhalten,  
19 die aber nach den verschiedenen Epochen der Wissenschaft verschiedene Modifikation  
20 erhalten hat, u daher sind auch manche Verwirrungen hier reingekommen.

<sup>495</sup> interpretiert: „der dipolaren Wechselwirkung“ oder „um positive und negative “

<sup>496</sup> Empirisch (lat.) bedeutet aus Erfahrung, aus der Beobachtung erwachsen oder dem Experiment entnommen.

<sup>497</sup> Hier fehlt entweder „Namen“ oder „Bezeichnungen“; gemeint: „rationellen Bezeichnungen“; Sänger wollte wohl seine Mitschrift später nacharbeiten.

<sup>498</sup> Bei der hier vorgestellten Verbindung handelt es sich um die so genannte “Wackenroder’sche Flüssigkeit”.

21 Schema für die Bezeichnung der Metalloxyde u Metallsäuren

- 22 I, Oxýde welche neutral sind aber durch Afnahme v O basisch werden, Suboxýdule  
 23 u Suboxýde. Die meisten Suboxýde welche man festgestellt hat sind zweifelhafte  
 24 Verbindungen u können sowohl [als] Gemenge basischer Verbindungen betrachtet werden.  
 25 II Basische Oxýde oder wirkliche Salzbasen; wir kennen von ein u demselben Metall  
 26 entweder 1 Oxýd o[der] 2; nur in sehr wenigen Fällen 4. a, Oxýdule  
 27 b, Oxýde (Susquioxýdul) zb. beim Te<sup>499</sup>  
 28 (Susquioxýd) zb das Te<sup>34</sup> III saure Oxýde welche durch Verlust von O in wirkliche  
 29 Salzbasen zurück gehen, hierher gehören die Superoxýde oder Hyperoxyde von  
 30 dem einige 2erlei vorkommen, a, Superoxydul u[nd] b, Superoxyd.  
 31 IV. Die metallischen S/äu/ren welche wirkliche Sren sind u t den Basen Salze bilden.  
 32 Sie reduzieren sich leicht zu Suboxýden oder basischen, aber vorzüglich diejenigen  
 33 metall. Sren welche von den Basýlen gebildet werden.  
 34 2, Haloidsalze. Man kann dieser Verbindung verschieden betrachten, je nachdem  
 35 man den Begriff von Salz [au]ffaßt. Wenn man davon sgeht daß das Kochsalz  
 36 ein wirkliches Salz sei, so muß man sämtliche Verbindungen der Halogene zu  
 37 den Salzen rechnen. Consequenterweise muß man auch die S u Se Metalle  
 38 zu den Salzen zählen. Die Nomenklatur folgt fast ganz der Nomenklatur der  
 39 Oxýde zb. HgO, HgCl<sup>[1]</sup> HgS. Die Verbindungen welche den metallischen Sren  
 40 entsprechen werden benannt nach Art der Suboxýde u auch hier wird die äußerste  
 41 Konsequenz die meisten Vorzüge haben, zb. Sb<sup>2</sup>O<sup>3</sup> = Ant.oxýd Sb<sup>2</sup>O<sup>4</sup> antimonige Sre  
 42 Sb<sup>2</sup>O<sup>5</sup> Ant.Sre. Sb<sup>2</sup>Cl<sup>6</sup> Antimonchlorid (Berzellius, Mitscherlich) (Liebig Chlorür) Sb<sup>2</sup>Cl<sup>8</sup> Superchlorür.\*  
 43 Sb<sup>2</sup>Cl<sup>10</sup> Superchlorid (Berzellius, Mitscherlich) (Liebig Perchlorid) S/b<sup>2</sup>S<sup>3</sup> sulfid, \*(Berzellius)(Liebig)  
 44 Berz. Mitscherlich Liebig  
 45 Sulfüres Sulfür Sulfür

- 12 -

Liebig Mitscherlich  
 Sulfid Sulphür  
 Sb<sup>2</sup>S<sup>4</sup> = Supersulfür

- 01 Berzellius betrachtet die Sulfide der - el. Metalle als Sre. die er falsche Sren nannte. Sb<sup>2</sup>S<sup>5</sup> - Sulfid  
 02 Die Sulfide der + el. Metalle nennt er Sulfobasen, zb. das arsensupersulfid Sb[?] Persulfid Sulphur  
 03 As<sup>[2]</sup>S<sup>5</sup> welches dem As<sup>2</sup>O<sup>5</sup> entspricht heißt b.[ei] Berz. Sulphosarsen.  
 04 3. Die Verbindungen der Odyle[?] t den Metalle führen entweder die Endung  
 05 etem oder ur, als Phosphoret[?] (oder) Phosphür im deutschen führen wir blos  
 06 die Endungen[?] zusammen.  
 07 II Verbindungen der 2ten Ordnung welche t der Vereinigung oder Verbindung  
 08 der ersten Ordnung entstehen u daher doppelt binär sind; die eine binäre Ver-  
 09 bindung ist die + andere die - el. u es kommt im wesentlichen nicht darauf an ob  
 10 der eine Körper eine wirkliche Sre oder basisch ist zb. BiO<sup>3</sup>+el mit SO<sup>3</sup>-el.. Es wird  
 11 daher immer die Formel wie gewöhnlich geschrieben[,] so daß das +el unten steht.  
 12 Die Nomenklatur ist hier freilich ziemlich verwickelt u unbestimmt, allein eine  
 13 durchgeführte Konsequenz hier das rechte  
 14 a, NaO+SO<sup>3</sup> (Natronsulfat) NaO.SO<sup>3</sup> = 2fach schwefelsr Natron  
 15 b, NaCl<sup>2</sup> + HgCl<sup>2</sup> Natriumquecksilberchlorid.  
 16 NaS + Sb<sup>2</sup>S<sup>5</sup>. Natriumantimonsupersulfid oder 5fach Schwefelantimonnatrium  
 17 nach anderen antim[on]schwefligesnatriumsulfurat oder Natriumsulfantimoniat.  
 18 Bei den basisch u sren Salzen welche ebenfalls hierher gehören läßt sich die Nomen-  
 19 klatur leicht bilden. Fe<sup>2</sup>O<sup>3</sup>+SO<sup>3</sup> = 1/3 basisch schwefelsrs Eisenoxýd  
 20 4 BiO+N<sup>2</sup>O<sup>5</sup>+aq = 1/4 basisches salpetersrs Wismuthoxýd.  
 21 KS+H<sup>2</sup>S = Schwefel(wasser)stoffsäures Schwefelkalium oder auch sres; gerade  
 22 wie des Liq. stibiimuriatic. = saures Sb chlorid. AuCl<sup>2</sup>+H<sup>2</sup>Cl<sup>2</sup> 2fach chlor-  
 23 (wasser)stoffsres Goldchlorid; nach der Ansicht von Berzellius von der doppel S verbindung

<sup>499</sup> Hier wurde interpretiert; aber Tellur hat die verschiedensten Oxide, entsprechend dem Schwefel. Der Gesamtzusammenhang ist unklar, wahrscheinlich ist Sänger beim Schreiben nicht mitgekommen.

24 nennt er die  $H^2S$  sren Sulfide anders, zb.  $KS+H^2S =$  Kaliumsulfhydrat  
 25 bei Verbindungen der Oxýde t den Sulfiden sind ebenfalls mancherley Weise  
 26 bezeichnet worden; man nennt sie am besten Oxýhaloidsalze. Zb.  $Fe^2O^3+$   
 27  $Fe^2Cl^6 =$  Eisenoxychlorid.  $HgO+HgCy^2 =$  Quecksilberoxýcyanid.  
 28  $Sb^2O^3+Sb^2S^3 =$  antim.oxýsulfid. Die Hydrate sind ebenfalls hierher  
 29 zu rechnen u zwar sowohl die Hydrate in denen das (Wasser) die Sre als auch die Basis agirt[?]  
 30 Man bezeichnet am besten das (Wasser), wo es als Basis oder Sre [au]ftrit [mi]t Aq wenn nicht  
 31  $H^2O$ ; wenn es als Xstall(wasser) ftritt. [mi]t aq zb.  $KO+Aq$ , Kali conct. fusum<sup>500</sup>.  
 32  $P\ 3Aq.+PO[?]O^5+aq$  xstallisirtes c. Phosphorsre Hydrat. Andere Arten  
 33 die Formel zu bezeichnen sind entweder unwesentlich oder als besondere Versuche  
 34 zu betrachten. Zb.  $Ca+SO^4+aq. =$  Gýps.  
 35 III Verbindungen der 3ten Ordnung entstehen s den vorhergehenden Verbindungen  
 36 u sind meistens wirkliche Doppelsalze. Zb.  $(KO+SO^3)+(MgO+SO^3)$  o[der] allg.  
 37  $KO,SO^3+MgO,SO^3$ . Man kann úbrigens nach verschiedenen theoretischen An-  
 38 sichten die Bezeichnungen verändern, u besonders wenn die Bezeichnung der Ver-  
 39 bindungen compl.[izirt] werden. Zb. Heparsulforis<sup>501</sup>  $KO,SO^3,KO,SO^2+KS^5$ .  
 40 Wenn wir die Vorstellung von zusam[mengestz]ten Radikal[en] als wohlbegründet  
 41 annehmen[,], so können wir auch das erklären; die unendliche Mannigfaltigkt von  
 42 Verbindgen welche v einer kl. Anzahl v Stoffen hervor geht. Wir kennen  
 43 aber v sehr vielen Verbindungen solche Radikale nicht, da wir überhaupt bis jetzt  
 44 noch kein solches Radikal haben; u nur s den Combinationen der Stücke

- 13-

01 schließen wir f dieselben zurück. Man kann aber nicht willkürlich ein Radikal  
 02 sich denken u dieses t den úbrigen Substanzen verbinden. Die Radikale welche wir  
 03 als solche ansehen werden yl bezeichnet zb. Aetyl; on u ol bezeichnen be-  
 04 sondere Eigenthümlichkten, zb. Benzon u Benzol bei organischen Verbindungen.  
 05 Uebrigens ist in vielen Fällen auch noch zweifelhaft, ob die Verbindung die wir  
 06 für Radikale halten auch welche sind. Da uns bis jetzt noch wenig Radikale bekannt  
 07 sind, da uns ferner noch allzu wenig allgem. Gesetze in der organ. Chemie zu Gebote  
 08 steht, so bleibt uns nichts weiter úbrig, als die ältere Eintheilung der organ. Körper  
 09 beizubehalten. Wir unterscheiden org. Verbindungen der ersten Ordnung; früher  
 10 gehören Alle diejenigen, die wir nicht weiter in mehrere Bestandtheile zerlegen  
 11 können. Zb. Zucker, Weinsre, Alkaloide u mehrere Andere, die uns nur als Verbindung  
 12 der Radikale mit anderen einfachen Stoffen erscheinen; zb. die Oxalýlsre =  $C^2O^2$ , O xstallisirte  $Aq+CO^2+O+2aq$ .  
 13 die Fette welche wir ansehen als Verbindungen einer Sre t Glyceryl. Man theilt  
 14 sie auch zweckmäßig in organ. Sren, organ. Alkalien u indifferente<sup>502</sup> Körper. Die  
 15 Bezeichnungen dieser Verbindungen sind entweder rein empyrisch oder w[enn] uns die Radikale  
 16 bekannt sind verfahren wir wie beý der Bezeichnung der unorganischen Chemie. Die  
 17 Nomenklatur findet sich auch hier ganz von selbst wenn die Radikale bekannt sind.  
 18 Zb. Benzoäsre, Benzoylsre =  $C^{14}H^{10}O^2$ , O Bittermandeloel = Benzoyl H =  $C^{14}H^{10}O^2, H^2$ .  
 19 Organische Verbindungen der 2. Ordnung. Diese bestehen in der Vereinigung  
 20 der vorher gefunden, oder der näheren Bestandtheile der organ Körper untereinander, oder  
 21 mit unorganischen, ohne besondere Rücksicht f die Anzahl der binären Verbindunge  
 22 die zusammengetreten sind. Zb. Weinsrs Kali =  $2KO+T$ . Weinschwefelsre =  
 23  $(C^4H^{10}, O+aq)+2SO^3 = (C^4H^{10}, O+SO^3)+SO^3+Aq$ . OxalsresAmmoniak =  $H^8N^2, O+C^2O^2, O =$  oxalýlsr,  
 24 Man sieht leicht ein daß diese Verbindungen in noch weit höherem Grad sich va= Ammoniumoxýd.  
 25 riiren können u. daß natürlich in solchen Fällen den Ansichten ein weiter  
 26 Spielraum gegeben ist.  
 27 Erste Abtheilg. -el. Elemente u deren Verbindungen untereinander  
 28 Erstes Kapitel, Sauerstoff = O = 1At = aeq. = 1val. = 10 atgewicht. spec. Sauerstoff

<sup>500</sup> Kaliumhydroxid in Form von Plätzchen

<sup>501</sup> Schwefelleber

<sup>502</sup> PIERER (1842), Bd 10, 132: „I) (Phys.), Zustand, wo zwei entgegenwirkende Kräfte zur Ausgleichung gelangt sind,“; heute: Stoffe, die nur sehr geringfügig mit Chemikalien reagieren.

29 Gew. = 1,1026 nach Berz. u Dulong. Der O kommt in den 3 Naturreichen<sup>503</sup> u in  
 30 größter Verbindung vor; nur in einer verhältnismäßigen Anzahl von unorgan Stoffen  
 31 findet sich kein O. u ebenso sind nur sehr wenig unorgan. O leer. Er macht  
 32 aber 1/5 des v[V]olumens der Atmosphäre [au]s u[nd] beträgt fast 89, % des (Wassers).  
 33 Wir scheiden den O ab s seinen vielfältig[en] Verbindungen; da er [--?--] rein  
 34 vorkommt; s dem (Wasser) kann man ihn durch Galvanismus ganz rein darstellen, indem  
 35 sich immer 2 vol. H gegen 1 vol. O [ab]scheiden; in größerer Quantität erhält man ihn  
 36 s Metalloxiden durch Erhitzung. Zb. HgO. Das beste Oxyd ist HgO oder AgO welche  
 37 völlig reduziert werden, aber man muß das HgO vorher vollkommen v N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> befreit  
 38 haben; man erhitzt das Oxyd in einer starken gläsernen Retorde, man fängt das Gas  
 39 über (Wasser) auf; 13,66 Gramm HgO liefern durch Glühen 1 Gramm O gas = ##### [durchgestrichen]  
 40 698,1 O gas; ferner wenn man Superoxyde erhitzt so entlassen diese 1 Th. ihres O gas  
 41 Der Braunstein ist der billigste u bequemste Herstellungs[?]Material. Man bringt stark  
 42 [au]sgetrockneten MnO<sup>2</sup> in eine eiserne lange Retorde in welche ein Fe Rohr  
 43 eingeschmiegelt ist, man befestigt an diese eine Cu erne oder Glasrohr; man be-  
 44 wirkt die Verbindg t einem Kork u Fettkitt; um den Kitt wickelt nun Streifen von Leinwand  
 45 mit Eiweiß o[der] Ca [?] der an der Luft zerfallen ist; die umwickelten Streifen um=

**Zeichnung 1****Zeichnung 2**

- 14 -

01 werden noch umschnürt; man erhitzt den MnO<sup>2</sup> langsam in einem 4kantigen  
 02 Ofen. Dieses Gas ist unrein enthält atmosphärische Luft, CO<sup>2</sup>, auch H<sup>6</sup>N<sup>2</sup>; beim Rothglühen  
 03 entweicht reines Gas; ist der MnO<sup>2</sup> gerade [?] wird er so stark als nur möglich roth  
 04 geglüht so hinterbleibt MnO<sup>11/3</sup> u folglich geht 2/3 O fort. D.h. 54,5 Grm MnO<sup>2</sup> werden  
 05 6,7 Grm O entlassen; aber gewöhnlich erhitzt man nicht so stark weil der Gewinn unter  
 06 dem Aufwand der Kohlen steht. Man kann auch Mennige verwenden, allein das ent-  
 07 stehende Oxyd schmilzt u durchlöchert das Glas.

**Zeichnung 3**

08 Aus Superoxyden bei Erhitzung mit conc. SO<sup>3</sup>, indem schwefelsaure Salze  
 09 entstehen u der Ueberschuß an O fortgeht. Am leichtesten u billigsten  
 10 ist auch hier das MnO<sup>2</sup>. Man übergießt in einer Retorde oder Kolben welchen  
 11 man aber ganz tief in Sand setzen muß; man übergießt 54,5 MnO<sup>2</sup> + 109 Gramm  
 12 von engl. SO<sup>3</sup>; man kann schon mittelst der 3 klassischen Lampe eine große Quantität  
 13 von O bereiten. Diese Gas kann zuletzt bei zu großer Hitze t SO<sup>2</sup> verunreinigt sein,  
 14 aber man muß das Gas ein wenig über (Wasser) stehen lassen, anfänglich ist es unrein.<sup>504</sup>  
 15 Wenn der Braunstein gar Superoxyd ist, so haben MnO<sup>2</sup> O also 54,5 geben 16 Gramm  
 16 O gas. Aq + SO<sup>3</sup>

17 Bei der Erhitzung bleibt aber immer die Flüssigkt MnO+SO<sup>3</sup> roth gefärbt v[on] MnO,SO<sup>3</sup>.  
 18 weil man das Gemenge doch nicht so stark erhitzen kann im Glase.

**Formel 1**

19 Aus Salzen + Sauerstoffsäuren; indem die Sre des Salzes durch eine starke  
 20 Säure sgetrieben wird u als dann sich einem niederen Oxyde verwandelt. Man  
 21 hat namentlich 2fach chromsres Kali dazu erhoben; übergießt man 91/2 Grmm zerrieben  
 22 2fach chromsre Kali t 24 Gramm engl. SO<sup>3</sup> so kann man gerade so wie bei dem MnO<sup>2</sup>  
 23 eben angeführt wurde recht reines O gas entwickeln. In der gegebenen Vor-  
 24 schrift ist die Menge der SO<sup>3</sup> verdoppelt zur leichteren Zersetzung; der Rückstand  
 25 besitzt 1 schön grüne Farbe u ist stellenweise manchmal roth von unzersetztem  
 26 CrO<sup>3</sup> Gießt man f den Rückstand (Wasser) so löst sich nur 1 Th. davon auf u es hinterbleibt  
 27 ein grünes Pulver welches Cr<sup>2</sup>O<sup>3</sup>,SO<sup>3</sup> ist, worin sich etwas KO,SO<sup>3</sup> befindet. Die  
 28 Flüssigkt kann man t Alkohol erhitzen u man erhält Cr Alaun.  
 29 Aus Salzen durch Erhitzung; manche Salze geben wenn man sie glüht s ihrer  
 30 Sre oder Basis O gas aus. Früher nahm man KO,N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> u erhitzte dasselbe in 1  
 31 unten zugeschweißten Flintenlauf; in starker Glühhitze gehen 2 O fort, KO,N<sup>2</sup>O<sup>3</sup>  
 32 hinterbleibt; allein die Zersetzung ist ungleichmäßig u so geschieht es, daß neben  
 33 dem O noch N<sup>2</sup>O<sup>2</sup> entweicht; erhitzt man aber KO,Cl<sup>2</sup>O<sup>5</sup> in einer Glasretorde die

<sup>503</sup> Bei PIERER (1843), Bd 14, 475 steht der Begriff „Naturreich“ aus christlich religiöser Sicht dem „Gnadenreich“ gegen-  
 über.

<sup>504</sup> Auf der nächsten Zeile folgt eine im Text intergrierte Formel, die sonst immer von Heinrich Sängner am Rand notiert  
 wurden.

34 man bis Hälfte damit anfüllt, mit einer einfachen - Lampe<sup>505</sup>, so schmilzt das Salz  
35 sehr bald u schäumt auf, u entwickelt ganz regelmäßig das reinste O gas nur  
36 ist das zuerst übergossene t atmosphärischer Luft vermischt; es entweicht nur  
37 zugleich eben KCl<sup>2</sup> dampfförmig welches sich in (Wasser) bald auflöst. Das Gemenge  
38 wird in diesem Zustande schwer flüssig u mußig, will man allen O daraus  
39 entwickeln so muß man nun viel stärker erhitzen bis sich im Rückstand  
40 2 KCl<sup>2</sup> befinden u die übrigen O<sup>8</sup> fortgegangen sein, also O<sup>12</sup> im Ganzen. bei voll  
41 kommener Zersetzung des Salzes erhält man [au]s 185 Th. = 1 At. KO, Cl<sup>2</sup>O<sup>5</sup>, 60 = 6 At O gas.  
42 Wenn man nach Aufhören der Entwicklung des O die Glasretorde ganz langsam  
43 erkalten läßt, nicht verloren. Wenn man s die Kosten Rücksicht nehmen will  
44 u f die Leichtigkeit der Darstellung so ergibt sich folgendes:  
45 Das O gas kann wie jedes andere [Gas] und ganz rein über sgekochtes Hg fgefangen werden,  
46 wenn man t (Wasser) absperirt, so wird es leicht verunreinigt, durch die atmosphärische Luft, CO<sup>2</sup>

**Formel 2**

**Tabelle 1**

- 15-

01 die im (Wasser) enthalten sind; etwas hilft [es,] wenn man das Wasser sgekocht hat. Es genügt in  
02 der Regel das Gas in Weinflaschen fzubewahren; in welchem man 1 paar<sup>506</sup> hoch (Wasser)  
03 zurück läßt. Die Flaschen stellt man f den Kork u ist der Kork abgetrocknet,  
04 so taucht man ihn in geschmolzenes Wachs oder Leim, weil man gefunden hat, daß  
05 sonst t der Zeit eine Difusion der Gase durch die Sperrflüssigkeit u den Kork  
06 hindurch stattfindet.  
07 Eigenschaften: Das O gas ist permanent<sup>507</sup> bis jetzt noch nicht condensirt ohne  
08 Farbe Geruch u Geschmack; sein Strahlenbrechungsvermögen ist 0,86161 das der Luft  
09 = 1gesetzt. Die spez. Wärme, = 0,242 die eines gleichen Gewichtes (Wasser), = 1gesetzt.  
10 Bei schnellem comprimiren leuchtet das O gas u zwar am stärksten von Allen  
11 Gasen.  
12 1 vol. (Wasser) absorbirt bei gewöhl. Luftdruck u Temperatur etwas mehr als 3/4 vol. O gas.  
13 Das Gas ist respirabel<sup>508</sup> aber für ist es nicht f lange Zeit einathembar; weil es  
14 gleichsam 1 rasche Verbrennung der thierischen Körper; auch Pflanzen können in  
15 [de]m O gas nicht aufleben aber mit N gas verdünnt ist es bekanntlich die Besinnung[?] Allen  
16 Lebens. Das O ist neutral; die meisten Elemente verbinden sich direct t dem O.  
17 Nur das Fl.[uor] macht eine Ausnahme, weil wir es für sich nicht kennen. Die Verbdung  
18 wird hauptsächlich durch die Wärme bewirkt, sehr oft auch durch die Ele. sehr selten  
19 durch das Licht, durch den Magnetismus gar [nicht]. Die Hitzegerade der Wärme zerstören  
20 seltener als die starke Elektr die Verbindung indem Alle Verbindungen durch  
21 Elektr zerlegbar sind. Das Licht hebt sehr viele chem. Verbindungen auf;  
22 die O verbindungen entstehen zuweilen durch gegenseitige Contactsetzung was  
23 wir vielmehr jetzt einer Adhäsion beizumessen geneigt sind als vielmehr  
24 einer Condensation des O gases. Einige Elemente z.B. die edlen Metalle u das N  
25 können sich nur indirect t dem O gas verbinden; die meisten Elemente liefern t  
26 dem O mehr als eine Verbindung u von diesen Verbindungen s hat sich die ganze chem.  
27 Theorie gestaltet; namentlich deshalb weil diese Verbindungen bei weitem am  
28 häufigsten Sren oder Basen sind, wenige sind indifferent.  
29 Sehr viele chem. unorg. Verbindungen welche schon O enthalten, oder auch nicht,  
30 nehmen O aufs neue auf, s der Luft oder s anderen chem. Verbindungen t großer  
31 Leichtigkeit. Zb FeO, SO<sup>3</sup>, S<sup>2</sup>O<sup>2</sup>, H<sup>2</sup>S u.s.w.; solche Verbindungen brauchen wir als Re-  
32 ductionsmittel.  
33 Sehr viele organ. Verbindungen nehmen leicht, ja außerordentlich leicht O auf;  
34 s der Luft oder chem. Verbindungen, u so z.B. das Terpeninoel u Alle flüchtigen  
35 Oele. Zink [mi]t Bleisuperoxyd zerrieben oxydirt sich sehr schnell; feuchte Gallen

<sup>505</sup> Gemeint ist die damals im Labor gängige „Alkohollampe“, der Vorgänger des heutigen „Spiritusbrenner“.

<sup>506</sup> Zeichen für Zoll

<sup>507</sup> PIERER (1852), Supplement, Bd 4, 196: „bleibend, fortdauernd, ununterbrochen“; gemeint war ein damals nicht zu verflüssigendes Gas.

<sup>508</sup> PIERER (1843), Bd 17, 699 dazu: „Respirabele Luft (Physiol.), die zum Athemholen taugliche Luft, [...] Gegensatz Irrespirabele Luft“

36 sre[?] wird an der Luft mit außerordentlicher Schnelligkeit braun. Hierher gehören auch die  
 37 Veränderungen welche das Blut beim Athmen erleidet durch den O der Luft eine wahre  
 39 Oxydation u Verbrennung der Kohlehydrate welche wir genießen. Diese Mittel  
 39 heißen auch Respirationen; Lavoisier hat zuerst vollkommen richtig den  
 40 Respirationenprozeß<sup>509</sup> erklärt.  
 41 Wenn sich das O mit einfachen oder zusammengesetzten Körpern verbindet, so  
 42 wird jederzeit eine der Menge des consumirten Gases entsprechende Wärme frei.  
 43 Ist diese Quantität von Wärme f einen langen Zeitraum sgedehnt, so findet  
 44 nur Wärme u keine Lichtentwicklung statt, je schneller die Verbindung erfolgt  
 45 auf einmal desto kl. T[em]p[er]atur wird die Wärme condensirt, desto intensiver sind sie.

- 16 -

01 Wenn man also Cocks[?] vor der Esse glüht so hat man die intensivste Hitze die man haben  
 02 haben kann, die Stärke der Lichtentwicklung hängt von der Flamme ab, wenn nämlich in  
 03 der Flamme glühende Körper sich befinden. Die - [Alkohol]flamme ist heißer als die Talg-  
 04 flamme, aber sie leuchtet ganz schwach; in der Flamme der Fette wird C glühend -  
 05 dieser leuchtet. Im reinen O gas muß, weil die Verbrennung viel rascher von  
 06 sich geht, auch die Wärme u Lichtentwicklung stärker sein.  
 07 Eine glimmende Kohle leuchtet in O gas stark roth: eine bläuliche Flamme  
 08 erscheint anfangs wenn sie t der Luft O Gase erhielt; Verbrennungsproduct =  $\text{CO}^2$ .  
 09 Ein glimmender Docht eines Lichtes, Holzspan entflammen schnell u brennen t hell-  
 10 leuchtender Flamme. Die Producte sind  $\text{CO}^2$  u (Wasser); wenn sich etwas H dem O  
 11 beimischt, so entstehen kl. Explosionen, wir benutzen jetzt den O auch bey der Elementar-  
 11 analyse zur vollständigen Verbrennung; glimmender Schwamm brennt t hellleuchtender  
 12 Flamme; brennender S verbrennt t lebhaft blauer Flamme das Product =  $\text{SO}^2$ . P.  
 13 verbrennt darin t einem sehr bläulichen Lichte, das Product =  $\text{c.P}^2\text{O}^5$  indessen entsteht  
 14 auch manchmal u gegen dem Ende etwas  $\text{PO}^4$ ; schwach erhitztes Fe verbrennt mit außer-  
 15 ordentlicher Heftigkeit unter glühendem Funkensprühen zu  $\text{Fe}^2\text{O}^3$ , läßt man O gas  
 16 durch eine Alkoholflamme streichen, so erhält man eine fast ebenso hohe Temperatur  
 17 als wenn man Knallluft anzündet u kann einen ziemlich starken Pt draht  
 18 schmelzen.  
 19 Theorie des Verbrennens: Die erste rührt von Stahl her, in der 1sten Hälfte  
 20 des vorherigen Jahrhunderts u t ihr beginnt erst die wissenschaftliche Theorie der Chemie;  
 21 man nannte sie die Phlogistische,<sup>510</sup> in der 1. Hälfte des vorigen Jahrhunderts.  
 22 1, Nach ihr befindet sich in allen Körpern welche bei Erhitzung an der Luft brennen  
 23 ein eigener Stoff, Phlogiston genannt. Beim Verbrennen scheidet sich Phlogiston  
 24 [au]s u bildet die Flamme. Die verbrannten oder dephlogisirten Stoffe können wieder  
 25 durch Aufnehmen ihres Phlogist[ons] aus der Kohle die man damit glüht phlogistirt werden  
 26 dh. verbrennlich gemacht werden. Die  $\text{SO}^3$  zb war dephlogisirter S. Diese Theorie  
 27 war jedoch in Allen Fällen nicht t sich im reinen weil sie einseitig u im  
 28 Prinzip falsch war. Zb nannte man die  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  phlogistirte Salzsäure u das  $\text{Cl}^2$  dephlogistirte  
 29 Salzsäure.  
 30 2, Die antiphlogistische Theorie, die in ihren Grundzügen noch jetzt gilt, wurde von  
 31 Lavoisier begründet, indem er zeigte, daß jede Art der Verbrennung namentlich in der  
 32 Luft u in O, herrühre von einer Verbdg des O t dem brennenden Körper. Das Gewicht des  
 33 verbrennenden Körpers ist genau so groß als das Gewicht des verbrauchten O.<sup>511</sup> Die Feuer=  
 34 erscheinung beim Verbrennen erklärte Lavoisier daher, daß daß der gasförmige O  
 35 seine latente oder gebundene Wärme verliere u fest werde. Allein man fand  
 36 doch auch, daß die Producte der Verbrennung nicht immer fest werden, sondern fest[?] gem.: gasförmig] werden, zb.  
 37 S. Folglich mußte nach solcher Theorie in solchen Fällen nicht Wärme sondern Kälte  
 38 entstehen. Daher modifizierte später Crawford<sup>512</sup> /ein Schotte/ die Theorie dahin, daß

<sup>509</sup> Atmungsprozess

<sup>510</sup> Laut PIERER (1843), Bd 16, 296 wurde die Phlogiston-Theorie schon als veraltetes Modell angesehen.

<sup>511</sup> gemeint: Die Gewichtszunahme ist genauso groß, wie das Gewicht des verbrauchten Sauerstoffes.

<sup>512</sup> PIERER (1841), Bd 5, 731: "Crawford, Adair; (1749-?), Arzt am St. Thomashospital in London und Professor der Chemie in Wollwich, bekannt durch seine Anwendung der phlogistischen Chemie auf die Physiologie und die Entzün-



39 die spez. Wärme des O größer sein müsse als die der verbrennenden Körper u des Verbrennungs-  
40 productes zusammen. Aber diese Annahme ist absolut unrichtig. Denn die spec. Wärme des (Wassers) ist  
41 größer als die des O u H zusammengenommen vor ihrer Verbrennung zu (Wasser). Auch war die  
42 ganze Theorie insofern irrig als die Feuererscheinung durchaus nicht gebunden ist an die  
43 Oxydation, sondern wir finden sie auch bei vielen anderen chem. Verbindungen, bei denen

- 17-

01 man früher immer voraussetzte, daß O t im Spiele sei. Die gegenwärtige Theorie  
02 heißt die electrochemische welche besonders von Berzelius sgebildet worden ist  
03 u welche nicht blos die Verbindung des O t anderen Körpern, sondern überhaupt die chem.  
04 Verbindungen der Körper miteinander berücksichtigt. Die Feuererscheinung bei der  
05 Oxydation ist nur sehr [au]sgezeichnet, aber sonst in ihrem nicht verschieden von der Feuer=  
06 erscheinung welche wir wahrnehmen bei Verbindung K t Cy oder Cl<sup>2</sup> t Sb oder S mit erhitztem  
07 Cu oder Fe. Das (Wasser) oder das SO<sup>3</sup> t dem CaO. Sie ist lediglich eine Ausgleichung von -  
08 u + [negativer und positiver] Electricität. Das Feuer ist demnach nur ein Accidens[?] ihrer Affinitäts=  
09 äußerung<sup>513</sup> u tritt nur f wenn bey der chem. Verbindung [das Electricische] nicht so=  
10 gleich weiter fortgeleitet werden kann.

11 Beim Verbrennen ist nur anfangs ein geringer Grad der Erhitzung nöthig u die  
12 Wärme steigert sich im Verlaufe des Verbrennens. Wir kennen auch Fälle wo die  
13 Verbindung sich nicht fortsetzt. Zb. O u N verbinden sich wenn man l elect. Funken  
14 durchschlägt, aber eine eigentliche Entzündung findet gar nicht statt.  
15 Die Menge der entwickelten Wärme ist immer ein u dieselbe, wenn ein u dieselbe Menge  
16 von O verbraucht wird. Es mag nun die Wärme f einige Zeitaugenblicke zusammen-  
17 gedrängt sein oder f einen langen Zeitraum hinaus vertheilt. Die Lichterscheinung scheint  
18 ganz u gar nur bedingt von der stärkeren dh schnellen Entwicklung der Wärme, also  
19 von einer schnellen o[der] langsamen Oxydation.

20 Verbindungen des O mit den Elementen.

21 A, mit den - electricischen.

22 1, Chlor	Cl <sup>2</sup> O, Cl <sup>2</sup> O, Cl <sup>2</sup> O, ClO <sup>7</sup>	5, Schwefel	S <sup>2</sup> O <sup>2</sup> , S <sup>2</sup> O, S <sup>2</sup> O <sup>5</sup> , SO <sup>3</sup> , SO <sup>5</sup> , S <sup>2</sup> O <sup>8</sup> ;
23 2, Brom	Br <sup>2</sup> O	6, Selen	SeO, SeO <sup>2</sup> , SeO <sup>3</sup>
24 3, Jod	Jd <sup>2</sup> O <sup>5</sup> , Jd <sup>2</sup> O <sup>7</sup>	7, Phosphor	PO <sup>2</sup> , P <sup>2</sup> O <sup>3</sup> , P <sup>2</sup> O <sup>5</sup> , a,b,c, P <sup>2</sup> O <sup>5</sup>
25 4, Fl	Fl.	8, Bor	B <sup>3</sup> O <sup>3</sup>
26 9, Kohlenstoff - CO, CO <sup>2</sup>		11, Stickstoff	NO <sup>2</sup> , N <sup>2</sup> O <sup>2</sup> , N <sup>2</sup> O <sup>3</sup> , (N <sup>2</sup> O <sup>4</sup> ) N <sup>2</sup> O <sup>5</sup> .
27 10, Kiesel - SiO <sup>3</sup>		12, Wasserstoff - H <sup>2</sup> O, H <sup>2</sup> O <sup>2</sup>	

28 B, + electricische Elementen:

29 Fast Alle Metalle geben ein basisches Oxyd, manche mehrere, wenigstens 2.

30 Einige geben nur allein ein saures Oxyd, (Sre) viele geben Superoxyde; u endlich

31 manche Metalle geben sowohl basische, als auch saure Oxyde.

32 Sauerstoff Wasserstoff = H = H<sup>2</sup> = 1at = 1/2 aeq. = 1vol. = 0,62398 spez. Gew. 0,0688 Berz. Dulong.

33 H<sup>2</sup> = 2at = 1 aeq. = 2 vol. = 1,247955 das spez. Gew. = 0,1376.

34 Der H kommt in unorganischen Reihe fast nur allein in Verbindungen t O als (Wasser) vor, aber  
35 in Allen Producten des Thier u Pflanzenorganismus u in den mineralischen

36 Ueberresten einer früheren org. Schöpfung ist der H auch verbunden t C. Wir können

37 den H nur darstellen s dem (Wasser) oder s den H säuren, insbesondere der H<sup>2</sup>Cl<sup>2</sup> indem wir den

38 O oder das Halogen an einen anderen Körper binden. Man kann l,

39 1, das (Wasser) durch Galvanismus zersetzen; wo als dann der H immer an negativen Pole tritt.

40 2, Wenn man K amalgam, KHg in (Wasser) wirft, so entsteht sehr reines H, u KO bildet sich

- 18-

01 unregulines Hg bleibt. Gewöhnlich zerlegt man das (Wasser) t Fe, Zn u weil diese beyden

02 Metalle das (Wasser) zersetzen, mit Hilfe einer Säure bei niedriger Temperatur, u bei höherer

---

dung"; J. J. BERZELIUS (1825), Bd 1, 1. Abt. 176 macht nahezu gleiche Aussage wie Wackenroder und nennt ebenfalls Crawford.

<sup>513</sup> Accidens, wahrscheinlich vom „accido“ (lat.) = sich ereignen, also war hier „ein Ereignis ihrer Affinitätsäußerung“ gemeint.

03 Temperatur ohne Säure.  
 04 Wenn man eine zusammengelegten oder gewundenen Eisendraht in einen Flintenlauf legt,  
 05 u nun [durch] den Luftstrom[?] in dem Laufe bis zum vollen rothglühen bringt, so werden die (Wasser-)  
 06 dämpfe, die man hinüberstreifen läßt, sehr schnell u rasch zersetzt, es entsteht  $\text{FeO}$  t  $\text{Fe}^2\text{O}^3$   
 07 u es entweicht ein ziemlich reines H. Dieses H enthält aber gewöhnlich eine kl. Menge  
 08 v[on]  $\text{H}^2\text{C}$  u ist deshalb auch nicht ganz geruchlos. Wenn man Gußeisen verwendet, so ent-  
 09 weicht nicht bloß  $\text{H}^2\text{C}$  sondern es setzt sich selbst Kohle ab. Man erhält eine große  
 10 Menge v. H. Nimmt das Fe um 1 gram an Gewicht zu, so erhält man 0,1248 Gramm H oder  
 11 1396 cc. Zn kann man f diese Weise nicht anwenden, weil es sich mit verflüchtigt.  
 12 2, Uebergießt man möglich reines Fe oder gewöhnlich Zn t verdünnter  $\text{SO}^3$  oder t ver-  
 13 dünnter  $\text{H}^2\text{Cl}^2$ , so entwickelt sich ebenfalls sehr rasch eine große Menge H. Nach der  
 14 jetzigen Erklärung ist bekanntlich folgende  $\text{SO}^3$ ,aq Zn,Fe; H wird frei  $\text{FeO}$ , $\text{SO}^3$   
 15 oder Zn[O], $\text{SO}^3$  oder bei machen  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,Fe.<sup>514</sup> Das Fe entwickelt in der Regel den H weniger  
 16 gut als das Zn u das Gas enthält immer etwas  $\text{H}^2\text{C}$ . Enthält die  $\text{SO}^3$  As so befindet sich  
 17  $\text{As}^2\text{H}^6$  darin u wenn sie salpetrige Sre enthält, so bleibt N oder NO darin.  
 18 Am besten thut man granulirten Zn t conc.  $\text{SO}^3$  die [mi]t 6 Th. (Wasser) verdünnt ist, an  
 19 zusammen. Wendet man eine Zn stange an so muß man nur 4 Th (Wasser) verdünnen. Das PbS  
 20 im Zn bewirkt eine Verunreinigung t  $\text{H}^2\text{S}$ .  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  angewendet ist nicht rathsam, weil  
 21 sich  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  t verflüchtigt; soll das H ganz rein werden, so muß [man] es durch eine KO lösung  
 22 durchgehen lassen. Bey sehr rascher Entwicklung soll sich auch etwas Zn t verflüchtigen.  
 23 Läßt man das H eine Zeit lang über (Wasser) stehen, so wird es ganz frei von diesem Zn; chem.  
 24 reines Zn entwickelt viel schneller H als das käufliche. Für die meisten Zwecke reicht  
 25 eine gewöhnliche Flasche s. Man läßt das Gas eine Weile rasch entwickeln. Eine 2halsige  
 26 Flasche ist sehr unbequem u ganz überflüssig. Wenn sich 40 grmm Zn flösen, so müssen  
 27 2 At H = 1,248 grmm H sich entwickeln, daher 13,960 cc<sup>515</sup>. Zum Füllen von Luftballons  
 28 wendet man manchmal Zn an, aber öfter noch gekörntes Gußeisen, welches jedoch ein  
 29 sehr unreines Gas liefert. Man hat in neuerer Zeit auch lieber  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  angewendet.  
 30 Das Gas ist ein permanentes, ohne Geschmack, Geruch u Farbe; aber nur das [au]s K amalgam  
 31 dargestellte ist völlig geruchlos; es ist der leichteste Körper in der Natur, 141/2 mal  
 32 leichter als die Luft u 16 mal leichter als O. Man hat daher gesetzt das Atgew. des H zu 1, würde  
 33 das Atgew. des O zu 16 mehr oder zu (Wasser) gesetzt H = 1:8. Das gewöhnliche feuchte H ist höchstens  
 34 nur 8 – 10 mal leichter als die Luft. Ein Ballon von 30 ‘ Durchmesser wird uhngefähr  
 35 14,000 cf.<sup>516</sup> H fassen u 928 #[dt]<sup>517</sup> tragen. Man füllt jetzt den Ballon wenn er lange in  
 36 der Luft bleiben soll lieber t  $\text{H}^2\text{C}$  weil dieses die Poren des Ballons nicht so leicht  
 37 durchdringt; obgleich das Gas schwer ist.  
 38 Das Strahlenbrechungsvermögen<sup>518</sup> = 0,61426 das der Luft = 1,000. Die spec. Wärme  
 39 = 13,08. Im (Wasser) wird es nur wenig absorbirt. Es ist respirabel, aber im reinen  
 40 Zustande eingeathmet wirkt es schnell tödlich. Mit O gas vermischt, soll es vor-  
 41 treff[li]ch wirken; das reine H t atmosphärischer Luft gehörig vermischt ist ohne Allen  
 42 Nachtheil für die Gesundheit. Es vermischt sich t allen Gasen ohne eine Verbdg  
 43 damit einzugehen, nur t Cl nicht, wenn das Licht darauf einwirkt. Es unterhält  
 44 das Verbrennen nicht, weil das H direct t den verbrennlichen Körpern keine Verbdg  
 45 eingeht; dagegen ist es selbst höchst verbrennlich u kann an der Luft nicht nur durch einen

**Zeichnung 4**

- 19 -

01 flammenden Körper, sondern auch durch den electrischen Funken entzündet werden. Die Flamme  
 02 ist bei Tageslicht kaum zu erkennen, schwach roth oder blau; weil das Product (Wasser)gas ist u  
 03 dieses nicht glüht; es wird dabei sehr viel Wärme frei. Das H gas entwickelt sehr viel  
 04 Wärme daß dadurch das 3/5fache Gewicht Eis von 0° in (Wasser) von 0° C verwandelt werden

<sup>514</sup> Hier wird die von Humphry Davy (1778–1829) vorgestellte Säuretheorie erwähnt.

<sup>515</sup> Gemeint ist Liter, cc könnte auch cd (Cubikdezimeter) bedeuten; die Angabe ist sehr genau. Die Berechnung ergibt nach heutigem Wissen 13,7 l Wasserstoff.

<sup>516</sup> Cubikfuß

<sup>517</sup> Zeichen für deutsches Pfund

<sup>518</sup> Im PIERER (1844), Bd 22, 232 wird folgende Aussage getroffen: “*Veränderung des Lichtstrahles beim Eintritt in ein anderes Medium*”. Die gleiche Erklärung hat auch heute noch Bestand.

05 kann; folglich sind Wärme u Lichtentwicklung bei der Verbrennung unabhängig von einander.  
06 Mit O oder etwas atmosphärischer Luft gemischt erfolgt die Verbrennung äußerst rasch; wenn man  
07 das Gemisch schnell u stark comprimirt, so oxydirt es rasch beim Annähern eines  
08 flammenden Körpers oder elektr. Funken u durch Contactsubstanz<sup>519</sup>. Bekanntlich wirkt  
09 der Pt schwamm am stärksten, aber auch andere poröse Körper, Au, Ni, selbst Bimsstein, u  
10 Porzellanstückchen. Am wahrscheinlichsten ist es, daß von den porösen Körpern der O ver=  
11 dichtet wird, so daß durch den H welcher hinzutritt die Entzündung entsteht. Ein Gemenge  
12 von 2 vol. H u 1 vol. O verbrennt total zu (Wasser) aber die dabei entwickelte Hitze ist außer=  
13 ordentlich hoch. Das (Wasser) wird also enorm gedehnt u eben dadurch entsteht die heftigste  
14 Detonation u Explosion. Man kann durch Entzünden des Knallgases die stärkste Hitze  
15 hervorbringen. Ein Gemenge v 1 vol. O u 26 vol. H oder 14 vol. O u 1 vol H können  
16 durch den elektr. Funken nicht mehr entzündet werden.<sup>520</sup> Allein wenn die Verdünnung  
17 des Gases durch H oder O auch noch größer ist, so kann man die Verbdg des O t H in dem Ver=  
18 hältnis von 1 vol O u 2 vol H dann einzig möglich noch bewirken, wenn man Pt schwamm  
19 in das Gasgemisch bringt. Diese Erfahrung ist für die Analyse der Gasarten von größter  
20 Wichtigkeit. Wird über eine H flamme ein Cylinder oder eine Gasröhre gehalten, so ent=  
21 stehen Luftschwingungen, dadurch das der O der Luft consumirt wird, es entstehen dabei  
22 Töne, wie bei den Orgelpfeifen (chem. Harmonika) die A[u]sflußöffnung des Gases, der  
23 Glasform muß zu der Weite der Cylinder im Verhältnis stehen.  
24 Chlorgas verbindet sich t dem H direct, wenn man das Gemenge erhitzt oder elektrisirt,  
25 oder wenn das Sonnenlicht einwirkt; die Verbindung geht unter Licht u Wärmeentwicklung  
26 vor sich. Alle übrigen - el. einfachen Körper verbinden sich t dem H nur indirect;  
27 oder im Entwicklungsmomente./statu nascendi/. In allen diesen Verbindungen ist  
28 der H als + el. Element. Zu den Metallen hat der H nur sehr geringe Affinität. Mit  
29 den Basen verbindet sich der H fast gar nicht; mit den Acidynen aber, namentlich  
30 Te; As. Sb. giebt das H wirkliche aber immer leicht zersetzbare Verbindungen.  
31 Sie sind indifferenten Verbindungen, obwohl man zuweilen den H<sup>2</sup>Te als H sren an=  
32 genommen hat.  
33 Wasserstoffsäuren.<sup>521</sup> Das Halogen ist in diesen Sren immer das - el. Element  
34 u daher der Ausdruck H sren gerade s dem umgekehrten Begriff von den O sren.  
35 Die H sren verhalten sich in vielen Stücken auch den O sren gerade entgegengesetzt.  
36 1, Der H giebt t jedem Halogen auch eine Sre. Der S giebt eine 2te aber doch sehr  
37 abweichende  
38 2, Die H sren bedürfen zu ihrem Bestehen niemals des Wassers u sie geben daher  
39 auch nicht bestimmte Hydrate, aber sie werden in der Regel vom (Wasser) sehr stark  
40 absorbiert u gelöst.  
41 3, Sie sind bei gewöhnlicher Temperatur u gew. Luftdruck gasförmig, t H<sup>2</sup>J<sup>2</sup>  
42 u H<sup>2</sup>Cy<sup>2</sup> sie sind tropfbar flüssig bei einigen 0 über ° u so auch aber H<sup>2</sup>S u  
43 S<sup>2</sup>Cy<sup>2</sup>H<sup>2</sup>.<sup>522</sup>  
44 4, Durch den O der Luft erleiden die meisten eine Zersetzung indem der H sich  
45 oxydirt.  
46 Die Halogene scheiden sich einander s dem H sren ab, nach der Stärke der Ver=

- 20 -

01 wandschaft. H<sup>2</sup>S, H<sup>2</sup>Jd<sup>2</sup>, H<sup>2</sup>Br<sup>2</sup>, H<sup>2</sup>Cl<sup>2</sup>.  
02 Mit Metalloxyden geben die H sren durchweg Haloide u folglich auch (Wasser). Aber  
03 nicht alle Metalloxyde werden von allen H sren zersetzt.  
04 Sehr viele leicht zersetzbare O verbindungen zersetzen sich durch manche H sren,  
05 also gerade so, wie im Betreff der Metalloxyde. Sämtliche Sren kann man klassifiziren:  
06 1, O säuren. a) Sauerstoffsren t einfachen Radikal; entwendet einem - el. Element  
07 zb. P oder S; oder t einem + el. Elem. zb. As, Sb, Fe, Mn, etc.

<sup>519</sup> Gemeint sind hier „Katalysatoren“.

<sup>520</sup> Hier beschreibt Wackenroder das Phänomen der Explosionsgrenzen entzündbarer Gasmischungen.

<sup>521</sup> PIERER (1844), Bd 25, 593 nennt in seinem Nachschlagewerk die gleichen Säuren und stellt die gleiche Theorie vor.

<sup>522</sup> Hier scheint Säger nicht mitgekommen zu sein (Text entstellt).

08 b) O säuren t zusammengesetzten Radikal; entweder ist uns das Radikal bekannt,  
 09 z.b. Acetyl, Formyl, oder es ist uns unbekannt. Zb.  $\text{Ä}[\text{cet}]\text{t}$  oder  $\text{Mä}[\text{lat}]$ . dahin gehören  
 10 natürlich auch die N haltigen Sren.  
 11 2, Wasserstoffsäuren.  
 12 a) H mit einem einfachen Radikal u zwar stets mit einem - el. Element  
 13 vielleicht sgenommen Tellur H.  
 14 b) H sren t zusammengesetztem Radikal. Zb.  $\text{H}^2\text{Cy}^2$ . ~~Verbindungen der  $\text{Jd}^2\text{H}^2$~~ .  
 15 ##### Verbindungen der Wasserstoffs.  
 16 Wasser =  $\text{H}^2\text{O}$  = 1 at. = 1 aeq. = 2 vol. 2 vol. H = spec. Gew. 0,1376.  
 17 1 vol. O = 1,1026 1,2402 = 2 vol. (Wasser)gas. spec. Gew.  
 18 100 Th. haben 11,096 Gew Th. H u 88,904 O. Das (Wasser) kommt in der Natur  
 19 nie rein vor, etwas findet sich in Allen 3 Naturreichen u zwar in Allen 3  
 20 Aggregatzuständen, als Gas, tropfbar flüssig u als Eis. Das Regen u Schnee(wasser)  
 21 nachdem es einige Zeit geregnet oder geschneit hat, ist fast ganz rein bis f einen  
 22 Gehalt von atmosphärischer Luft u[nd] v[on]  $\text{CO}^2$ . Sehr kl. Spuren von NaCl u  
 23  $6\text{HN}^2$ , von organischen Stoffen u auch von anderen mineralischen Theilen, auch  
 24  $\text{N}^2\text{O}^5$  findet sich in dem Schnee u Regen(wasser) gewöhnlich; diese Stoffe rühren natürlich  
 25 von der Ausdünstung der Erde her, u wenn ~~man~~ eine große Masse von ae=  
 26 terischen (Wasser) niederfällt, so ist die Menge dieser Stoffe nicht unbedeutend.  
 27 Wenn wir ganz reines (Wasser) darstellen wollen, so bleibt nichts anderes übrig als die  
 28 Rectificationsdest[illation]. CaO haltiges Quell(wasser) ist sehr gut zur Destillation.  
 29 Eigenschaften. In den gemäßigten Klimaten ist das (Wasser) f der Erde tropfbar  
 30 flüssig, aber in den kälteren Regionen ist es immer, oder den größten Theil des  
 31 Jahres fest. Gasförmig findet es sich stets in der Atmosphäre, mehr in  
 32 heißem als in kaltem Klima; es zeigt im festen Zustand zwar häufig  
 33 eine deutliche xstallische Beschaffenheit, aber eine völlige Xstallisation selten u  
 34 ganz sgebildete xstalle ~~selten~~[?] niemals, wahrscheinlich weil es sich, weil es  
 35 sich s einem anderen Medium nicht abscheidet. Am besten xstallisirt das s  
 36 der Luft xstallinische (Wasser), der Schnee; ein 6seitiges Prisma  
 37 Das Eis ist farblos durchsichtig; es ist ein schwacher Wärmeleiter, ein Nicht=  
 38 leiter der Elektrizität; es wird elektrisch durch Reiben; verdampft [an] der Luft  
 39 aber langsam; es schmilzt bei jeder Temperatur über  $0^\circ\text{C}$ ., aber es giebt immer (Wasser) von  
 40  $0^\circ$  1 #<sup>523</sup> Eis von  $0^\circ$  u 1 # (Wasser) von  $75^\circ\text{C}$  geben 2 # (Wasser) von  $0^\circ\text{C}$ . also  $750^\circ\text{C}$ . verschwinden.  
 41 Das [Wasser] ist sehr wenig elastisch u früher leugnete man ganz seiner Elastizität; es kommt  
 42 bei einem Luftdruck v 28 `` S<sup>524</sup> oder bei 0,``76 bei der Erhitzung bis zu  $100^\circ\text{C}$ . ins  
 43 Kochen u nimmt dann den 1700 fachen Raum ein, sobald der Dampf nicht eingeschlossen

- 21 -

01 wird; denn sonst vermehrt sich seine Temperatur u Expansion außerordentlich. Von  
 02 der Elektrizität wird es zerlegt sehr leicht, aber nicht von der Hitze. Das (Wasser) verbindet  
 03 sich t den - el. einfachen Stoffen gar nicht zu wirklich chem. Verbdgen, sgenommen Cl u Br.  
 04 kein Mittel verbindet sich t dem; dagegen nimmt das (Wasser) alle Gase bald leichter, bald schwieriger  
 05 in sich f u vertheilt sich in diesem Gemisch wie eine Gasart, die eine andere fnimmt.  
 06 O, H. N. CO auch Hg dampf wird vom (Wasser) fgenommen. Mit zusammengesetzten Körpern  
 07 verbindet sich das (Wasser) aber im allgem. sehr leicht, mögen die Verbdgen O haltig sein oder  
 08 nicht. Das (Wasser) spielt in seinen chem. Verbindungen u in seinen Gemengen eine entscheidene  
 09 Rolle. Wir unterscheiden:  
 10 1, Hygroscopisches Wasser; es ist ganz zufällig u wird s der Luft fgenommen  
 11 Vermöge der Adhäsion, besonders von porösen Körpern; das (Wasser)gas auch von der Oberfläche  
 12 fester glatter Körper condensirt werde ist meistens insofern unrichtig, als das  
 13 Gewicht der Körper in gewöhnlichen Fällen gar nicht zu nimmt. Das hygroscopische Wasser ver=  
 14 schwindet s den porösen oder pulverigen Körpern, wenn man sie eine Zeit lang bei  $100^\circ$   
 15 erwärmt. Es wird s der Luft oft sehr schnell wieder fgenommen.

---

<sup>523</sup> Zeichen für Pfund

<sup>524</sup> Hier ist die Quecksilbersäule gemeint.

16 2, Verknisterungs oder decriptions Wasser ist unwesentlich; es findet sich zwischen  
17 den Lamellen der wasserleeren Salze u beim Erhitzen zersprengt es die Xstalle.  
18 Nicht alles Decripitiren ist von Verknisterungs(wasser) abhängig, sondern kann abhängen  
19 von ungleicher Erwärmung.  
20 3, Wesentliches Wasser  
21 a, Hydratwasser. Das (Wasser) verbindet sich t ~~Wasser~~ Sren oder t Salzbasen zu mehreren  
22 chem. Verbindungen; die sich gar oft nicht durch bloßes Feuer fheben lassen.  
23 Zb.  $\text{SO}^3 + \text{aq}$ . Schwefelsrehydrat;  $\text{Aq.KO}$ . Es beträgt mindestens 1 Atom in der  
24 Verbindung u ersetzt die Rolle einer Sre oder einer Base. Uebrigens verändert  
25 das Hydrat(wasser), die Sättigungscapazität der Sren u Basen gar nicht.  
26 b, basisches Wasser, nennt man dasjenige, welches in die Verbdgen der Sren t Salz=  
27 basen eingehen kann, u darum sind die Sren, welche basisches (Wasser) enthalten gleichsam  
28 (Wasser)salze. Zb.  $\text{Aq.P}^2\text{O}^5$ .  $2\text{Aq} + \text{P}^2\text{O}^5$ ;  $3\text{aq} + \text{P}^2\text{O}^5$ . Die  $\text{P}^2\text{O}^5$  bildet Salze worin  
29 Salzbasen nebst basischen Salzen vorkommen; zb das gewöhnliche  $\text{NaO.P}^2\text{O}^5$  ist, „ $\text{NaO} + \text{aq}$   
30  $+ \text{P}^2\text{O}^5 + 25\text{aq}$ .  
31 c, salinisches Wasser nennt man dasjenige, welches in den Salzen stärker gebunden  
32 ist, als das Xstall(wasser); daher erst in hoher Temperatur fortgeht u auch zersetzt werden kann durch  
33 ein anderes Salz. Zb  $\text{MgO.SO}^3 + 7\text{aq}$ . Die einstige Formel ist aber  $\text{MgO.SO}^3 + \text{aq}$   
34  $+ 6\text{aq}$ . Das salinische Wasser durch  $\text{KO.SO}^3$  ersetzt giebt:  $\text{MgO.SO}^3$ ,  $\text{KO.SO}^3 + 6\text{aq}$ .  
35 d, Constitutionswasser; einige Salze, namentlich  $\text{MgO.N}^2\text{O}^5$  enthalten 1At (Wasser),  
36 welches sie verlieren können, ohne in ihrer Constitution verändert zu werden u deshalb  
37 hat man es noch besonders unterschieden, zb  $\text{MgO.aq} + \text{N}^2\text{O}^5 + 7\text{aq}$ .  
38 e, starkes Xstallisations(wasser); in vielen aber nicht in allen xstallisirten Hydraten u  
39 Salzen befindet sich (Wasser), welches sich meistens bei  $100^\circ$  verflüchtigt, oftmals weit  
40 unter dieser Temperatur u dabei verlieren die Xstalle ihre Form. Es kann bis zu

- 22 -

01 25at. in der Verbindung betragen u wird wohl am einfachsten t (Wasser) am Ende  
02 der Formel bezeichnet.  
03 Das (Wasser) bildet das allgemeinste Lösungsmittel, aber diese Lösungen sind nur locker  
04 leicht aufzuhebende Verbindungen. Das (Wasser) ist löslich f  
05 1, alle Gasarten ohne A[u]snahme, freilich in sehr verschiedenen Quantitäten. Die  
06 Absorbtion der Gase durch (Wasser) wird vermehrt, 1; durch äußeren Druck. 2, durch Erkältung  
07 aber nicht bis zum Festpunkt.  
08 3, durch Reinheit des (Wassers) sowohl an Salzen als auch von anderen Gasarten.  
09 4, eine glatte innere Oberfläche der Gefäße befördert die Absorbtion des Gases  
10 5, wenn die Gase rein sind, so werden sie stärker absorbirt, als wenn sie t ~~trockenen~~  
11 anderen Gasen vermischt sind.  
12 Man kann das Gas durch ein anderes s dem (Wasser) verdrängen.  
13 Das Wasser lößt die meisten Flüssigen u festen Körper[?] auf ohne chem. Verbindung  
14 bald unter Wärme, bald unter Kälte Entwicklung. Die Wärmeentwicklung  
15 zeigt ein wirklich chem. Gebundenwerden des (Wassers) an, während die Kälte blos die  
16 einfache Lösung bezeichnet. In so vielen Fällen ist die Sache wenigstens thatsächlich  
17 noch zu thun. Zb.  $\text{CaCl}^2 + \text{aq}$  wärmt sich sehr stark u  $\text{CaCl}^2 + 6\text{aq}$  entsteht  
18  $\text{CaCl}^2 + \text{aq} + 5\text{aq}$  das xstallisirte Salz. Das xstallisirte Salz in (Wasser) gelöst aber ent=  
19 wickelt Kälte u t Schnee gemischt eine Kälte wobei das Hg sehr leicht gefriert.<sup>525</sup>  
20 Man unterscheidet in allgem. leicht u schwer u ganz unlösliche Körper in (Wasser), die leicht=  
21 löslichen bedürfen etwa 20 Th., die schwerlöslichen 100 200 Th. (Wasser), die sehr schwer löslichen  
22 gegen 2000 Th.; aber es giebt auch merkwürdiger Weise Ausnahmen. Zb.  $\text{CaO}$ , u  
23  $\text{NaO.SO}^3 + x \text{aq}$  verlieren ihre Löslichkt in kochendem (Wasser) z. Th oder ganz.  
24 Prüfung des reinen destillirten Wassers; es muß völlig farblos u klar sein,  
25 keine Flocken oder Farbe zeigen; geruch u geschmacklos sein; zuweilen ist es schwach  
26 sauer v Ä. andere auch wohl alkalisch v  $6\text{HN}^2$ ,  $\text{AgO.N}^2\text{O}^5$  darf nicht die mindeste Trüb-  
27 von  $\text{AgCl}^2$  geben; man muß das (Wasser) t der Ag lösung eine Weile stehen lassen. Wird

---

<sup>525</sup> Hier bringt Wackenroder ein Beispiel für eine Kältemischung.

28 die Flüssigkt bei Einwirkung des Sonnenlichts roth ohne Trübung, heißt es organische  
 29 Substanz.  $\text{BaCl}^2$  oder  $\text{KO}, \text{Ö}$ ,  $\text{H}^2\text{S}$  oder  $\text{H}^8\text{N}^2\text{S}^2$  darf nicht die mindeste Trübung geben;  
 30 Bleiessig giebt stets damit einen weißen Ndschlag welcher t Brunnen und Regen  
 31 (wasser) am stärksten ist. Es muß ohne Allen Rückstand verdampfen.  
 32 Wasserstoffsuperoxýd; oxydirtes Wasser =  $\text{H}^2\text{O}^2$  Man kann dieses  
 33 Oxýd des (Wass)ers darstellen indem man alkalische Syperoxýde t  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  behandelt;<sup>526</sup>  
 34 diese Superoxýde haben das Eigenthümliche daß sie t  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  nicht  $\text{Cl}^2$  entwickeln  
 35 sondern O abscheiden u ihm dem (Wasser) zuführen namentlich Bariumsuperoxýd eignet  
 36 sich dazu. Man übergießt  $\text{BaO}^2$  t verdünnter  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  und fügt dann zu der Flüssigkt  
 37  $\text{AgO}, \text{SO}^3$ , so viel als eben nöthig ist, so bekommt man  $\text{BaO}, \text{SO}^3$  u  $\text{AgCl}^2$ . Die Flüssigkt  
 38 ist nun (Wasser) worin  $\text{H}^2\text{O}^2$  fgelöst ist. Wird diese Flüssigkt nun über  $\text{SO}^3$  unter  
 39 die Luftpumpe gestellt, so verdunstet das (Wasser) u man erhält einen Syrupdicke Lösung  
 40 von  $\text{H}^2\text{O}^2$ . Andere Verfahrungsarten zb. das  $\text{BaO}^2$  t Kieselflußsre zu zersetzen

**Formel 3**

- 23 -

01 sind weniger brauchbar. In neuster Zeit hat Schönbein<sup>527</sup> bemerkt, welche die sich  
 02 entladener Elektrizität begleitet von einem eigenthümlichen Stoffe abhängig sei  
 03 welchen er Oxon<sup>528</sup> genannt hat. Wie es scheint ist aber das Oxon weiter nichts als eine  
 04 Oxydationsstufe des H, die aber doch nicht  $\text{H}^2\text{O}^2$  ist.  
 05 Das  $\text{H}^2\text{O}^2$  ist eine farblose durchsichtige syrupdicke Flüssigkt, welche selbst bei  $30^\circ \text{C}$   
 06 flüssig bleibt u spec. Gew. = 1,452 hat; ohne Geruch von eigenthümlichem herben  
 07 widrigem Geschmack. Es wirkt ätzend f die Haut röthet Lackmus nicht, bleicht aber  
 08 dasselbe. Im luftleeren Raum verdampft es, beim Erhitzen zersetzt es sich in  
 09  $\text{H}^2\text{O}$  u O Das O beträgt das 475 fache volumen des (Wassers). Sehr merkwürdig ist die leichte  
 10 Zersetzbarkeit dieses Superoxýdes, durch Berührung t vielen festen Substanzen.  
 11 Vorzüglich wirken die edlen Metalle zersetzend darauf ein, auch der Braunstein.  
 12 Es kann selbst eine Explosion entstehen. Man hat diese Erscheinung f verschiedene  
 13 Weise erklärt. Man weiß nun daß dem Superoxýd etwas Sre zugefügt, wird  
 14 sich die Zersetzbarkeit sehr vermindert u darum hat Berzelius dahin erklärt daß  
 15 es in dem elektrischen Gegensatze des  $\text{H}^2\text{O}^2$  liege. Es sei sehr stark + el. u werde  
 16 daher durch Srezusatz weniger leicht zersetzbar.  
 17 Stickstoff =  $\text{N} = \text{N}^2$  Azot. = 1 at =  $1/2$  aeq. = 1 vol.  $\text{N}^2 = 2$  at  
 18 = 1 aeq = 2 vol. = 17,70 spec. Ge. für 1 vol. = 0,976 das doppelte für 2 vol = 1,952  
 19 Das Gas ist farb, geruch u geschmacklos ein Licht erlöscht sogleich darin. Der N kommt  
 20 niemals rein vor sondern entweder in festen chem. Verbindungen, namentlich  
 21 im organischen Reiche oder nur t O gemengt in der atmosphärischen Luft. Zwei Ver=  
 22 bindungen sind es welche als assimilirbar in die Pflanze übergehen.  $6\text{HN}^2, \text{N}^2\text{O}^5$ .  
 23 Der Pflanzenorganismus erzwingt daraus alle organ. N haltigen Bestandtheile  
 24 die zur Ernährung des thier. Körpers nothwendig sind.<sup>529</sup> Man kann den N ~~durch~~  
 25 nur darstellen s  $\text{H}^6, \text{N}^2, \text{N}^2, \text{O}^5$ , u [au]s der atmosphärischen Luft; wenn man die gewöhn[liche]  
 26 Aetzammoniakflüssigkt [mi]t  $1/3$  (Wasser) verdünnt u nun in einem langen Cýlinder, den man  
 27 t einem doppelten durchbohrten Kork verschließt u nun Cl gas hineinleitet  
 28 so wird das  $\text{H}^6\text{N}^2$  unter ganz schwacher gefahrloser Explosion zerlegt, wenn man  
 29 nur daraufsieht, daß immer überschüssiges  $\text{H}^6\text{N}^2$  bleibt, es entsteht  $\text{H}^8\text{N}^2\text{Cl}^2$  u  
 30 ganz reines N entweicht in ganz feinen Bläschen.  
 31 Man kann auch ziemlich reines N sich verschaffen, wenn man unter einer Glasglocke  
 32 die t (Wasser) abgesperrt ist ein Wachslicht brennen läßt; die gebildete  $\text{CO}^2$  wird vom (Wasser)  
 33 absorbirt. Besser noch ist es, wenn man Alkohol f einem Pb schälchen anzündet u nun  
 34 einen Cýlinder darüber deckt; die gebildete  $\text{CO}^2$  u das (Wasser)gas werden vom (Wasser) absorbirt.  
 35 Ebenso wenn man in einem sehr starken verschlossenen Kolben P bis zum ver=  
 36 brennen erhitzt, so entsteht  $\text{P}^2\text{O}^5$  die vom (Wasser) absorbirt wird. N bleibt übrig. Wenn

**Zeichnung 5**

<sup>526</sup> PIERER (1844), Bd 25, 593 erwähnt die Darstellungsmethode, die von Louis Jacques Thenard (1771–1857) erstmals angewendet wurde.

<sup>527</sup> Christian Friedrich Schönbein (1799–1868), deutscher Chemiker und Professor in Basel, entdeckte das Ozon.

<sup>528</sup> Hier ist Wackenroder sehr aktuell, im PIERER 1844 wird das Ozon noch nicht beschrieben.

<sup>529</sup> Hier gibt Wackenroder einen Einblick in die durch Liebig forcierte Pflanzen- und Agrikulturchemie.

37 man 5 vol. atmosphärische Luft u 2 vol. H miteinander mischt u nun mit dem elektrischen  
38 Funken das Gasgemenge entzündet, so bekommt man 4 vol. N; nämlich 5 vol. atmos=  
39 phärische Luft sind = 4 vol.[N] u 1 vol. O u 2 vol. H kommen dazu[,] geben 4 vol. N, indem  
40 2 vol. (Wasser)gas gebildet werden; in allen diesen Fällen ist der N nicht ganz rein, sondern  
41 enthält einen Rest von O,  $\text{CO}^2$  u dergl[eichen]. Wenn man  $\text{N}^2\text{O}^4$   $\text{H}^6\text{N}^2$  in (wäss)riger Lösung

- 24-

01 kocht, so bekommt man ebenfalls N.  $\text{H}^6\text{N}^2$ ,  $\text{N}^2\text{O}^4$  läßt sich aber sehr schwer rein  
02 darstellen. Wenn man 2 Th. KO,  $\text{N}^2\text{O}^5$  u 1 Th.  $\text{H}^6\text{N}^2$ ,  $\text{Cl}^2\text{H}^2$  in einer Retorde erhitzt  
03 so bekommt man  $\text{KCl}^2$ , während N t  $\text{Cl}^2$   $\text{H}^2\text{Cl}^2$  u  $\text{N}^2\text{O}^3$  entweichen; die man aber  
04 durch (Wasser) fortnehmen kann. Wird KO,  $\text{N}^2\text{O}^5$  f metal. Fe geglüht, so wird N ver=  
05 flüchtig u das Fe oxydirt sich zu Oxyd oder zu Sre, /Eisensre. Man darf höchstens  
06 1 Th. KO,  $\text{N}^2\text{O}^5$  u 20 Th Fe nehmen, denn sonst ist es ein höchst gefährliches Pulver.  
07 Ein sehr pracktsiche aber umständliche Methode ist, daß man Muskelfleisch t ge=  
08 wöhnliche  $\text{N}^2\text{O}^5$  u ebensoviel (Wasser) mäßig erhitzt bis zu  $30^\circ$  oder  $40^\circ$ . Es entweicht eine  
09 sehr große [Menge] N welche durch Schütteln t CaO milch von  $\text{CO}^2$  u  $\text{N}^2\text{O}^3$  befreit werden kann.  
10 Wenn  $\text{N}^2\text{O}^5$  f organ. Stoffe einwirkt, so giebt sie meistens nur 1 Th. ihres O  
11 her, aber häufig, namentlich bei starker Einwirkung wird auch zugleich N ent=  
12 wickelt.  
13 Der N ist ein permanentes Gas, ohne Geruch, Geschmack u Farbe; Lichtbrechende  
14 Kraft = 1,03408, das der Luft = 1 gesetzt. spec. Wärme = 1,0247. Die eines gleichen  
15 Gew. Luft = 1. Es reagirt weder sauer noch alkalisch u ist ebenso wenig ver=  
16 brennlich; als es das Verbrennen der Körper unterhält; denn es verbindet sich direkt  
17 t keinem einzigen Körper, sgenommen t O in ganz geringem Grade unter Ein=[fluß]  
18 des elektr. Funkens. Das Gas kann man einathmen, aber natürlich es unter=[hält]  
19 das Leben nicht; es erstickt also nun seiner völligen Indifferenz<sup>530</sup> wegen. Von  
20 (Wasser), Alkohol u anderen Flüssigkten wird es nur sehr wenig absorbirt; ein paar %.  
21 Der N verhält sich gegen die - el. Elemente ziemlich indifferent.  $\text{Cl}^2$ ,  $\text{Br}^2$  u  
22  $\text{Jd}^2$  geben sehr leicht u gefährlich oxydirbare Verbindungen. Mit O aber  
23 bildet der N f indirecktem Wege (statu nascenti) Säuren. Mit C bildet  
24 der N ein Halogen /Cyan/ u t H bildet es ein Alkali  $\text{H}^6\text{N}^2$ . Kein  
25 anderes Element zeigt diese Eigenthümlichkt, u es wird dadurch schon gewißer  
26 maßen die große Bedeutung angezeigt die der N für das organische Leben  
27 bildet. Mit den Metallen verbindet sich der N nur äußerst schwierig u nur  
28 unter besonderen Umständen zb. t dem Cu, Hg, K, Na.  
29 Verbindungen des N t dem O.  
30 Man kann 4 oder auch 5 Oxyde des N annehmen, nemlich  $\text{N}^2\text{O}$ ,  $\text{N}^2\text{O}^2$ ,  $\text{N}^2\text{O}^3$ ,  
31  $\text{N}^2\text{O}^4$ ,  $\text{N}^2\text{O}^5$ . Die Verbindung des  $\text{N}^2\text{O}^4$  kann man auch ansehen als  $\text{N}^2\text{O}^3 + \text{N}^2\text{O}^5$ .  
32 Eine Verbindung von 2 :  $1/2 = 4$  : 1  $\text{N}^4\text{O}$ . Die Luft kann man für eine chem.  
33 Verbdg. nicht gelten lassen.  
34 Salpetersäure: =  $\text{N}^2\text{O}^5$ . Diese Verbindung besteht aber für sich gar nicht,  
35 sondern immer nur in Verbindung t (Wasser), oder t einer Salzbasis also,  $\text{H}^6\text{N}^2$ ,  
36  $\text{N}^2\text{O}^5$  oder KO,  $\text{N}^2\text{O}^5$ . Hiernach hat es den Anschein, als wenn eigentlich die Verbindung  
37  $\text{N}^2\text{O}^6$  oxydirte t  $\text{H}^2$  oder K =  $\text{N}^2\text{O}^6 + \text{K} = \text{H}^2 = \text{Na}$  die  $\text{N}^2\text{O}^5$  bildet mehrere  
38 Hydrate welche wir bestimmt unterscheiden müssen. Das 1, oder 1 at Hydrat,  
39  $\text{Aq} + \text{N}^2\text{O}^5$  hat 1 spec. Gew. = 1,522 ist farblos, stark rauchend, von äußerst saurem  
40 u äußerst aetzendem Geschmack; im Sonnenlicht wird die Sre schnell gelb, aber grün=  
41 lichgelb, weil 2 at O sgescheiden u die entstehende  $\text{N}^2\text{O}^3$  in dem Hydrat sich flößt.  
42 Bei +  $86^\circ\text{C}$  kommt sie schon ins Kochen; aber sie zersetzt sich dabei theilweise u  
43 giebt gelbe Dämpfe [a]b. Das 2te oder 2 atomige Hydrat =  $2\text{aq} + \text{N}^2\text{O}^5$  v. sp. Gew. 1,48

- 25-

01 das 3te oder 3 atomige Hydrat =  $3\text{aq} + \text{N}^2\text{O}^5$  = spec.[Gew.] 1,45. sind weniger rauchend

<sup>530</sup> Gleichgültigkeit oder Uninteressiertheit; heute wird in der Chemie der Begriff „innert“ verwendet.

02 als das erste u kochen bei einigen Grad[en] über 86°C. Weil aber das (Wasser) bei diesen Grade noch  
 03 nicht verkocht, so wird das hinterbleibende wässriger u es entsteht, das 4 at. Hydrat  
 04  $4aq + N^2O^5$  von spec. Gew. = 1,42. Dieses Hydrat ist farblos raucht ziemlich stark,  
 05 aber es kommt erst bei 123°C ins kochen u verflüchtigt sich an der Luft unver=  
 06 ändert in weißen Dämpfen. Enthält nun ein  $N^2O^5$  mehr (Wasser) als 4 at, so ver=  
 07 flüchtigt sich das (Wasser) nebst 1 wenig  $N^2O^5$  u der Siedepunkt steigt fortwährend bis  
 08 zu 123° C. dh. so weit concentrirt sich die Sre, bis sie das 4 atomige Hydrat ge=  
 09 worden ist.  
 10 Die  $N^2O^5$  findet sich in geringer Menge im Gewitterregen, in der Ackerkrume  
 11 überhaupt dann, wenn sich N haltige Substanzen unter Gegenwart von Salzbasen  
 12 besonders der stärkeren unter freiem Zutritt der Luft bei einem gew. Wärmegrad  
 13 unter hinlänglichem Zutritt von (Wasser) zersetzen. Diese 4 Bedingungen finden sich nun  
 14 hauptsächlich in den Viehställen, an allen Mauern u zum Th. in der Ackerkrume.  
 15 Die sogenannten Salpeterplantagen sind eben solche Gemenge s CaO haltiger Erde  
 16 mit Urin u s.w.; man kann f diese Weise nur allein die  $N^2O^5$  erzeugen. N u O  
 17 verbinden sich direkt nicht t miteinander oder nur allein im äußerst geringen  
 18 Grade. Am meisten noch wenn man 1 vol. N u 14 vol H verbrennen läßt, an der  
 19 Luft oder im O. Die  $N^2O^5$  können wir abscheiden nur s ihren Salzen durch eine stärkere  
 20 Säure, welche die  $N^2O^5$  nicht zersetzt, oder dh wenig zersetzt. Das  $KO, N^2O^5$  oder auch das  
 21  $Na[O], N^2O^5$  erhitzt man t  $SO^3$  oder man wendet auch  $FeO, SO^3$  an, weil dieser in der Hitze  $SO^3$   
 22 sgiebt; aber bei der dazu erforderlichen Temperatur wird die  $N^2O^5$  fast ganz zersetzt.  
 23 Man muß immer Glasretorden anwenden weil Metallgefäße zerstört werden.  
 24 Die gemeine  $N^2O^5$  wird ganz einfach destillirt, indem man gew. das Chilisalpeter  
 25 t engl.  $SO^3$  vermischt u erhitzt; diese Salze enthalten aber Chloride u folglich wird  
 26 die  $N^2O^5$   $Cl^2$  haltig. Indessen bekommt man jetzt als gew. Salpetersre eine nicht stark  
 27 verunreinigte Sre, die gewöhnlich etwas  $SO^3$  enthält; wenn man die gew. Sre über  
 28 etwas Salpeter rektifizirt, so wird sie allerdings reiner, aber man kann sie  
 29 nicht absolut freimachen von Cl. Zur Bereitung einer ganz reinen  $N^2O^5$  haben  
 30 wir zweierlei Wege.  
 31 1, s dem  $KO, N^2O^5$ ; auch s dem Chilisalpeter; man muß ihn aber zuvor möglichst  
 32 reinigen durch Umkristallisiren. Wenn man den Kalisalpeter anwendet u etwa  
 33 so viel  $Aq, SO^3$  mit demselben erhitzt, so entsteht bei niedriger Temperatur:  
 34  $KO, 2SO^3$  u es bleibt die Hälfte der Salpeters unzersetzt, u es destillirt über das  
 35 1 atomige Salpetersrehydrat schon bei 86°C. Allein dieses Hydrat zersetzt sich  
 36 theils durch die Hitze, theils durch die  $SO^3$  theilweise durch die  $SO^3$  u man bekommt  
 37 die rauchende Sre = salpetrige Salpetersre fgelöst in Salpetersrehydrat. Erhitzt  
 38 man das Gemenge sehr stark, so wird zuletzt aller Salpeter zerlegt u folglich hinter=  
 39 bleibt  $KO, SO^3$  u die  $N^2O^5$  zerlegt sich in  $N^2O^3$  u O. Wird die  $N^2O^3$  von der  
 40 schon übergegangen absorbiert, so bildet sich die eigentliche gelbe rauchende Sre.  
 41 Wenn man aber  $KO, N^2O^5$  gleich von vorn herein t 2 at  $Aq, SO^3$  u (Wasser) der  
 42 Destillation unterwirft, so entsteht  $KO, 2SO^3$  u die  $N^2O^5$  geht mit über +[und] (Wasser) gleichzeitig,  
 43 da aber eine (wäss)rige  $N^2O^5$  bei dieser Destillation immer stärker wird, so entwickelt

- 26 -

01 sich zu letzt auch gelbe Dämpfe, aber in geringer Menge. Die übergehende Sre bringt  
 02 man t etwas (Wasser) in Berührung, damit s der  $N^2O^3$  u dem  $O^2$  wiederum ~~wird~~  $N^2O^5$   
 03 entstehe. Hiernach nun kann man eine folgende Vorschrift entnehmen:  
 04 Man wendet eine Tubuletreorde<sup>531</sup> an, die man in eine Sandkapelle legt; man  
 05 legt eine gewöhnliche Vorlage an, ohne sie zu verkitten; man legt sie in eine  
 06 Schaafe f einen Stahlkranz. Auf die Vorlage legt man eine Lappen u läßt  
 07 einen Strahl kalten Wassers ffließen; in die Retorde giebt man 844,0 Gramm  
 08 = 1 at  $KO, N^2O^5$  u gießt darauf ein Gemisch von 815 Gramm = 2 at  $aq + SO^3$ ; in die #u 375 Gramm  
 09 Vorlage giebt man 100 Gramm destillirtes (Wasser). Bei gelinder Erhitzung wird der Re= / =21/2at (Wasser)  
 10 tordeninhalt ganz klar, man destillirt nun eine zeitlang fort; es entweichen gelbe

**Zeichnung 6**

<sup>531</sup> eine Retorte mit sehr langem Hals



11 Dämpfe, nemlich das  $\text{KCl}^2$  u  $\text{KO}, \text{N}^2\text{O}^5$  wird zerlegt u  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  geht über, vorhandene  
12 organ. Substanzen werden zersetzt u es entsteht  $\text{N}^2\text{O}^3$  u die  $\text{SO}^3$  wirkt zerlegend  
13 f das  $\text{Aq}, \text{N}^2\text{O}^5$ . Aber nach einiger Zeit verliert die Flüssigkt, wie das Gas in der Retorde  
14 die gelbe Farbe; nun mehr nimmt man die Vorlage ab. Das Destillat ist sehr  
15  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  haltig u man kann es nur als rohe Sre gebrauchen; meistens beträgt diese  
16 erste Flüssigkt 220 Gramm. Nun mehr schlägt man 200 Gramm reines (Wasser) vor u destillirt  
17 nun die reine Sre über; allmählig wird der Retordeninhalt zäher, zuletzt fest; dann er=  
18 scheinen [au]fs neue Dämpfe von  $\text{N}^2\text{O}^3$ , da sie aber gewöhnlich nichts schaden, so destillirt man  
19 so lange, als noch Tropfen übergehen u der Retordeninhalt fest geworden ist. Man erhält  
20 f diese Weise binnen 4 Stunden 1005 Gramm reine Sre von 1,267 spec. Gew. bei  $+20^\circ\text{C}$ .  
21 Aber diese ist noch viel zu stark, will man sie von der vorschrittmäßigen Stärke  
22 haben, so muß man noch 312 Gramm (Wasser) zusetzen, man erhält also 45 Unzen vor=  
23 schriftsmäßige Salpetersre. Wenn die Retorde nicht verloren werden soll, so  
24 muß man [-] (Wasser) zusetzen nach vollendeter Destillation, das Feuer eine halbe  
25 Stunde lang mäßigen oder ganz beseitigen u nun in die Retorde kochendes (Wasser) gießen.  
26 Das  $\text{KO}, 2\text{SO}^3$  lößt sich dann größtentheils f u am folgenden Tage gießt man die Flüssig-  
27 kt ab; oder man kann auch Asche mit (Wasser) angerührt zuschütten.  
28 Die so erhaltene  $\text{N}^2\text{O}^5$  ist aber niemals absolut rein von  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  wie man irrig  
29 angegeben hat; man muß um sie zu erkennen 1 paar Unzen der Sre mit  $\text{AgO}, \text{N}^2\text{O}^5$   
30 versetzen.  
31 Viel besser u vorteilhafter u auch einfacher ist die Darstellung s der rohen  $\text{N}^2\text{O}^5$ .  
32 Man nimmt gutes Ag, namentlich 2 rh<sup>532</sup> Stücke u lößt dies in gew.  $\text{N}^2\text{O}^5$  f.  
33 Man schüttelt die vom  $\text{AgCl}^2$  trübe Lösung in einer Flasche u füllt diese voll in  
34 t gemeiner  $\text{N}^2\text{O}^5$ . Hat sich die Sre geklärt, so gießt man sie in eine Tubulet  
35 retorde u destillirt wie bereits angegeben. Man kann binnen 16 Stunden 7,84[?]   
36 der Sre t Bequemlichkeit rektifiziren. Durch den Tubulus gießt man von Zeit  
37 zu Zeit nach; Zuletzt läßt man eine kl. Menge etwa 1/20 der angewendeten Sre  
38 in der Retorde zurück. Diesen Rückstand benutzt man so lange er Ag haltig  
39 ist wieder zur Reinigung frischer Sre. Es xstallisirt beim Erkalten ein sehr  
40 schönes  $\text{AgO}, \text{N}^2\text{O}^5$  heraus, das man auch benutzen kann. Das  $\text{AgCl}^2$  geht natürlich  
41 nicht verloren u folglich ist die Anwendung des Ag gar nicht t Kosten verbunden.  
42 Die ersten Portionen sind immer wäßriger, als die letzten, so daß 1/8 der Sre welche

**Tabelle 2**

- 27 -

01 zuletzt übergeht das 4 atomige Hydrat oder auch das 5 atomige ist.  
02 Prüfung f ihre Reinheit: sie muß völlig farblos sein; manchmal ist sie etwas  
03 gelb gefärbt, wenn sie etwas der Luft sgesetzt war, selten rührt die gelbe Farbe  
04 vom Cl oder Fe her. Sie muß die vorgeschriebene Stärke haben, wenn sie zu phar=  
05 mazeutischen Zwecken benutzt werden soll; sie muß f einem Uhrsälchen er=  
06 hitzt vollkommen verdunsten, mit etwa dem 4 fachen (Wasser) verdünnt muß sie nicht  
07 die mindeste Trübung geben; auch nicht bei längerem Kochen. Will man recht ge-  
08 nau sein so muß man ein paar Unzen der Sre verwenden; in der käuflichen findet man  
09 immer  $\text{Cl}^2$ . Mit  $\text{BaCl}^2$  darf die Sre bei gehöriger Verdünnung nicht die mindeste  
10 Trübung geben von  $\text{BaO}, \text{SO}^3$ ; die Gemeine enthält immer eine nicht unbeträchtliche  
11 Menge  $\text{SO}^3$  u dashalb findet sich manchmal im  $\text{AgO}, \text{N}^2\text{O}^5$  des Handels  $\text{AgO}, \text{SO}^3$ .  
12 Mit  $\text{H}^2\text{S}$  giebt die verdünnte Sre keine Trübung wenn sie keine  $\text{N}^2\text{O}^3$  enthält;  
13 wenn die verdünnte Sre sich etwas trübt, so kann das für pharmazeutische Zwecke  
14 in der Regel nicht schaden; denn die concentrirte Sre wird vom Licht schnell zersetzt.  
15 Aber  $\text{As}^2\text{S}^3$  ist wohl niemals in diesem Ndrschlage, weil, wenn auch As haltige  $\text{SO}^3$   
16 zur Bereitung verwendet wurde, alles As als  $\text{As}^2\text{O}^3$  im Rückstand der Retorde  
17 bleibt. Durch überschüssigen Ammoniak wird die Sre nicht im mindesten  
18 getrübt u diese ammoniakalische Flüssigkt wird durch hineinleiten von  $\text{H}^2\text{S}$   
19 nicht getrübt, ebenso wenig als durch | Ö.  
20 Die 1 at.  $\text{Aq} + \text{N}^2\text{O}^5$  zersetzt sich bei seinem Siedepunkt  $/86^\circ$  aber nur

<sup>532</sup>

rh = Reichsthaler, Zeichen einer Währungseinheit, vgl. F. VERDENHALVEN (1968), 43

21 theilweise; leitet man sie durch glühende Porzellanröhren, so wird sie voll=  
 22 ständig zersetzt, auch durch das Licht wird dieses Hydrat sehr schnell in  $O^2$  u  
 23 in  $N^2O^5$  [3?]. Sie wird außerordentlich schnell gelb; je mehr (Wasser) der  $N^2O^5$   
 24 zugefügt wird, desto weniger erleidet sie eine Zersetzung durch Licht u  
 25 Wärme, u wenn sie etwa 20 30 Atome (Wasser) enthält gar keine mehr. Ebenso wird  
 26 die t (Wasser) stark verdünnte Sre von Körpern die sich leicht oxydiren, weniger oder  
 27 gar nicht zersetzt +[und] während die concentrte Sre t größter Leichtigkeit zersetzt wird.  
 28 Die concentrte Sre wird erst in der stärksten Kälte ganz[?]fest bei  $-40^\circ$ ; die Sre raucht  
 29 an der Luft sehr leicht u selbst diejenige, welche noch mehr als 10 at (Wasser) enthält; nemlich  
 30 sie verdampft immer etwas u condensirt das (Wasser) in der Luft. Die contrte Sre nimmt selbst  
 31 das (Wasser) s Auflösungen an sich, in welchen Salze fgelöst sind u kann eine Praecipitation  
 32 dieser Salze veranlassen, namentlich werden ~~P<sup>2</sup>O<sup>6</sup>~~  $PbO, N^2O^5$  u  $BaO, N^2O^5$  durch concentr.  
 33 Sren niedergeschlagen. Die  $N^2O^5$  besitzt einen eigenthümlichen Geruch, aber die stärker=  
 34 verdünnte ist ganz geruchlos, wenn sie nicht  $N^2O^3$  enthält; sie schmeckt sehr sauer u ätzend  
 35 u zerstört [-] wie alle organ. Körper [-] sehr schnell u so auch die Oberhaut der der Zunge. Aber  
 36 wenn sie verdünnt ist u folglich weniger leicht zersetzbar so wirkt sie nur wenig ätzend.  
 37 Sie röthet sehr stark Lackmuspapier zerstört aber die rothe Farbe nicht leicht wenn sie concentr.  
 38 ist, /gänzlich bei Gegenwart von Cl bleicht sie leicht/. Man kann das 4 atomige Hydrat selbst  
 39 24 Wochen lang f einen Lackmuspapierstreifen in der Kälte wirken lassen u das Rosen=  
 40 roth ist dann gewöhnlich nicht [?] ganz zerstört. Bei der Erhitzung wird aber |auch dieser

- 28 -

01 zerstört. Mit (Wasser) oder Schnee erhitzt sich die  $N^2O^5$  nur dann, wenn sie weniger  
 02 als 4 at (Wasser) enthält. Hingegen die Sre t 4 at. (Wasser) giebt t Schnee eine starke Kälte.  
 03 Mit concentr.  $SO^3$  oder  $P^2O^5$  vermischt, wird sie zerlegt indem diese Sren das  
 04 Hydrat(wasser) fnehmen u veranlassen daß die Sre sich zerlegt in  $O^2$   $N^2O^3$ . Wenn die  $N^2O^5$   
 05 sehr (wasser)haltig ist, so kann natürlich die  $SO^3$  nicht alles Wasser entziehen. Die  $N^2O^5$  wird  
 06 von den meisten nicht metallischen u metallischen Elementen zersetzt u zwar  
 07 meistens so, daß N 3 at. O an die Körper treten u also  $N^2O^2$  entweichen; aber  
 08 manchmal wird auch N ganz frei; oder es wird auch nur die  $N^2O^5$  zu  $N^2O^3$  reduziert.  
 09 Die meisten Metalle werden von der  $N^2O^5$  außerordentlichheftig oxydirt. Wird  
 10 zb Sn t conc  $N^2O^5$  in Berührung gebracht, so entweichen entweichen sehr viele rothe Dämpfe  
 11 aber im Rückstand befindet sich  $H^6N^2 N^2O^5 + aq$ ; weil ein Th. der  $N^2O^5$  zu  $N^2$  1 Th.  
 12 des (Wass)ers zu H reduziert wird.  
 13 Die  $N^2O^5$  zersetzt sich bei allen H sren bei gehöriger Concentrt; ist sie verdünnt, so  
 14 erleidet sie keine Zersetzung, weil das (Wasser) die Zersetzung hindert. Daher erleidet  
 15  $H^2S$  (wasser) keine Zersetzung, wohl aber wenn  $H^2S$  in  $N^2O^5$  geleitet wird.  
 16 Ebenso wenn man  $H^2Cl^2$  t  $N^2O^5$  zusammen bringt unter Gegenwart von einigem  
 17 Wasser, so zersetzen sich beyde Sren nicht; aber concentr. Sre bildet bekanntlich  
 18 das Königs(wasser). Zb 2 at. 4 atomige Sre u 2 at.  $H^2Cl^2 + x$  [7]aq geben Salpetersalz=  
 19 säure; eine gelblich gefärbte Flüssigkt; nemlich:  $(N^2O^5 + N^2O^3) Cl^2 + 2aq +$   
 20  $8aq + xaq$ . Von dem  $N^2O^2$  wird die concentr[iete]ste  $N^2O^5$  zersetzt u es entstehen grüne  
 21 blaue u gelbe Flüssigkten. Die organ. Körper werden von der  $N^2O^5$  t großer  
 22 Energie oxydirt u zerstört, u die N haltigen namentlich färben sich gelb. Die  
 23  $N^2O^5$  bildet t den Salzbasen Salze, welche sämmtlich durch das Feuer leicht zerstört  
 24 werden; indem die  $N^2O^5$  oder  $N^2O^3$  u O fortgeht; durch stärkeren Sren, besonders  
 25  $SO^3$  u  $P^2O^5$  wird die  $N^2O^5$  sgetrieben. Sie liefert eigentlich keine sauren Salze  
 26 aber häufig basische.  
 27 Salpetrige Säure. =  $N^2O^3$  Diese Sre entsteht f mancherlei Art; man erhält  
 28 sie rein, wenn man 4 vol.  $N^2O^2$  u 1 vol. O zusammenbringt; in eine Flasche, welche  
 29 bis zu  $-20^\circ C$ . erkältet ist, u zwar bei Abwesenheit von allem (Wasser). Die Sre bildet dann  
 30 eine farblose Flüssigkt, u ist nicht gelb. Bey der Zersetzung der  $N^2O^5$  durch Metalle  
 31 kann unter Umständen  $N^2O^3$  entstehen. Setzt man  $N^2O^5$  dem Sonnenlichte s, so zer=  
 32 legt sie sich ebenfalls in O u  $N^2O^3$  aber in allen diesen ist die  $N^2O^3$  gar nicht  
 33 constant, weil sie durch Hinzutreten des (Wass)ers in  $N^2O$  [2] verwandelt wird. Man kann sie  
 34 auch t Salzbasen nicht direct verbinden; dagegen erzeugt man  $N^2O^3$  sehr leicht  
 35 wenn man verschiedene Salpetersaure Metalloxyde zb.  $PbO, N^2O^5$  t metallischem

36 Pb kocht. Ebenso beim Hg. Ferner wenn man salpetersre Salze t starken Salzbasen  
37 glühet, so gehen 2 at. O weg u es hinterbleiben salpetrigsre Salze. Am besten geht  
38 es aber, wenn man  $\text{NaO}, \text{N}^2\text{O}^5$  lange u stark erhitzt u bis eine Portion in (Wasser) fge=  
39 lößt das Curcurmapapier bräunt. Die alkalische Flüssigkt wird mit Ag solution  
40 versetzt u der weißflockige Ndrschlg vom  $\text{AgO}, \text{N}^2\text{O}^3$  kann mit Chloriden vermisch  
41 werden, um die  $\text{N}^2\text{O}^3$  f andere Basen zu übertragen. Zb. Pb, Bi, u Zn.  
42 Eigenschaften. Die  $\text{N}^2\text{O}^3$  ist bei starken Kältengraden farblos, bei gewöhnlicher

- 29

01 Temperatur grün u an der Luft giebt sie einen rothen Dampf; sie hat einen starken  
02 unangenehmen Geruch u wirkt sehr schädlich f die Respirationsorgane. Mit (Wasser) in  
03 Berührung gebracht zerlegt sie sich größtentheils in  $\text{N}^2\text{O}^5$  u  $\text{N}^2\text{O}^2$ . Allein ein Theil  
04 der  $\text{N}^2\text{O}^3$  verbindet sich mit der  $\text{N}^2\text{O}^5$  zu  $\text{N}^2\text{O}^5 + \text{N}^2\text{O}^3$ : salpetriger Salpetersäure. Man  
05 kann s diesem Grunde die  $\text{N}^2\text{O}^3$  weder t (Wasser) verdünnen noch t Alkalien u anderen Salzbasen  
06 sättigen, noch s ihren Salzbasen durch stärkere Sren sscheiden ohne sie zu zersetzen. Denn immer  
07 muß Wasser zugegen sein. Sie wirkt stark oxydirend f andere Körper u in mehreren  
08 Fällen stärker als die Salpetersre selbst; die  $\text{N}^2\text{O}^3$  sauren Salze verpuffen wie die  $\text{N}^2\text{O}^5$   
09 in der Hitze, aber schlecht[er].  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  giebt damit kein Königs(wasser); mit conc.  $\text{SO}^3$  im Ueber-  
10 maß versetzt u dann t  $\text{FeO}, \text{SO}^3$  gemischt entsteht ein amethystrothe Flüssigkt.  
11 Salpetrige Salpetersäure =  $\text{N}^2\text{O}^3, \text{N}^2\text{O}^5 = \text{N}^4\text{O}^8 = \text{N}^2\text{O}^4$ . Diese eigenthümliche Untersalpetersäure  
12 Verbindung soll entstehen, wenn man 4 vol.  $\text{N}^2\text{O}^2$  t 2 vol. O mischt, aber man erhält =  $\text{N}^2\text{O}^4$   
13 sie auch wenn die  $\text{N}^2\text{O}^3, \text{N}^2\text{O}^5$ , die wir als die rauchende Salpetersre kennen ganz schwach er=  
14 hitzt u das Destillat in einer Kältemischung abkühlt; es hinterbleibt  $\text{Aq} + \text{N}^2\text{O}^5$  während  
15 die Verbindung  $\text{N}^2\text{O}^4$  übergeht, folglich sagen wir ist die rauchende Sre eine Lösung  
16 von  $\text{N}^2\text{O}^3, \text{N}^2\text{O}^5$  in  $\text{aq} + \text{N}^2\text{O}^5$ ; auch wenn  $\text{N}^2\text{O}^2$  f  $\text{Aq} \text{N}^2\text{O}^5$  einwirkt, so oxydirt sich das  $\text{N}^2\text{O}^2$   
17 f Kosten der  $\text{N}^2\text{O}^5$  u es entstehen grüne u blaue Verbindungen; die sogenannten gelben  
18 salpetrigsren Dämpfe sind nicht eigentlich  $\text{N}^2\text{O}^3$  sondern salpetrige Salpetersre ( $\text{N}^2\text{O}^3, \text{N}^2\text{O}^5$   
19 von ungleicher Mischung weil die salpetrige Sre eben das (Wasser) zersetzt; man nennt diese Doppel=  
20 säure auch Untersalpetersre u hält sie für eine besondere Oxydationsstufe des Ns[Stickstoffes].  
21 Die  $\text{N}^2\text{O}^4$  ist eine orangenfarbene Flüssigkt bei niederer Temperatur, bei gewöhnlicher dunkel  
22 roth bei  $-20^\circ$  fast farblos u bei  $-40^\circ$  bildet sie 1 xstallinische Masse, sie ist so flüchtig,  
23 daß sie schon bei  $+28^\circ$  ins Kochen kommt u daher giebt sie schon bei gewöhnlicher Temperatur starke  
24 Dämpfe s orang[e]gelbrother Farbe; sie kann ohne Zersetzung überdestillirt werden. Das einatomige  
25  $\text{N}^2\text{O}^5$  hydrat lößt dann uhngefähr 1/2 Th. f u durch Erwärmen trennt sie sich in 1 mehratomiges  
26 Hydrat, dann lo[ö]ßt  $\text{N}^2\text{O}^5$  weniger[?] davon f. Je mehr von der  $\text{N}^2\text{O}^4$  fgelöst ist, desto stärker  
27 gefärbt u rauchender ist sie, welche das Ac. nitr[ifi ?]cum Glauberi darstellt. Diese gelbe  $\text{N}^2\text{O}^5$  wirkt  
28 ungew. stark oxydirend. Mit (Wasser) gemischt zerfällt die  $\text{N}^2\text{O}^4$  in  $\text{Aq}, \text{N}^2\text{O}^5$  u in  $\text{N}^2\text{O}^2$ , welches  
29 entweicht u an der Luft gelbe Dämpfe bildet. Indessen bleibt ein Theil der  $\text{N}^2\text{O}^4$  von der  
30  $\text{N}^2\text{O}^5$  gebunden u geschützt gegen die völlige Zersetzung durch das (Wasser); bringt man sie t Salzbasen  
31 u Wasser zusammen, so entstehen nur salpetersre Salze u salpetrigsre Salze in geringer  
32 [Menge] u s diesem Grunde nimmt man die Verbindung von  $\text{N}^2\text{O}^4$  immer besser als eine Doppel=  
33 säure von  $\text{N}^2\text{O}^5, \text{N}^2\text{O}^3$  an, da wir auch außerdem keine Verbindung dieser Oxydationsstufe  
34 des N t einer Base hervorbringen können.  
35 Stickstoffoxyd = Stickoxyd =  $\text{N}^2\text{O}^2$  2 vol. = 1 aeq. Spec. Gew. = 1,9520  
36 2 vol. = 2 aeq. spec. Gew. = 2,2052 4  $\text{N}^2\text{N}^2$  = 2 aq. - 4,1572, das spec. Gew.  
37 eines Vol. = 1,0393. Das  $\text{N}^2\text{O}^2$  entsteht s der  $\text{N}^2\text{O}^5$  durch oxydirende Körper, indem 1 oder  
38 2 vol. O weggenommen werden; aber diese Oxydation kann auch stärker werden, so daß  $\text{N}^2\text{O}$  oder  
39 gar N den  $\text{N}^2\text{O}^2$  beigemischt ist. Wenn man Cu, Bi, Hg, oder Pb t der gewöhnlichen Sre von 1,2 spec.  
40 Gewicht in der Kälte übergießt u 1 allzu starke Erhitzung vermeidet, so erhält man das  $\text{N}^2\text{O}^2$   
41 am reinsten u man kann es über (Wasser) ffangen. Diese Metalle entziehen also den O. Das Gas ist  
42 farblos u kann auch nicht zu einer Flüssigkt condensirt werden, weil man es nicht ganz rein in  
43 kl. Mengen entwickeln kann. Wahrscheinlich ist es an sich rein geruch u geschmacklos, aber man kann

- 30

01 darüber nicht urtheilen, weil es sich an der Luft sogleich verändert; es wirkt ungemein erstickend.  
02 A[u]f ganz trocknes Lackmuspapier, so wie bei völliger Abwesenheit von Luft wirkt es gar nicht ein.

03 Es ist weder Sre noch Basis; 100 vol.(Wasser) nehmen nur 5 vol. G[a]s f. Hingegen die Oele absorbiren richtig  
 04 davon u verdicken sich; es ist nicht brennbar, aber einige brennbare Körper zb. P u Wachslicht brennen  
 05 darin fort. Wenn aber bei diesen Versuchen  $\text{N}^2\text{O}^3$  entsteht, so verlöschen die Körper. Durch starke Hitze  
 06 kann das  $\text{N}^2\text{O}^2$  nicht zerlegt werden aber wohl durch Elektricität, indem sich wenigstens bei Gegenwart  
 07 von (Wasser)  $\text{N}^2\text{O}^5$  bildet u  $\text{N}^2$  sgeschieden wird. Mischt man gleiche vol.  $\text{N}^2\text{O}^2$  u H, so läßt sich das Gemisch an  
 08 zünden an der Luft u verbrennt t schwachem Knall, indem (Wasser) sich bildet u das frei wird. Mischt man  
 09  $\text{H}^6\text{N}^2$  u  $\text{N}^2\text{O}^2$  so kann das Gemisch durch den elektrischen Funken verbrannt werden, aber t Explosion. Die merk=  
 10 würdigste Eigenschaft des Gases ist, den O direct t größter Energie fzunehmen u sich zu verwandeln  
 11 in  $\text{N}^2\text{O}^3$  aber auch in  $\text{N}^2\text{O}^4$ ; deshalb giebt das  $\text{N}^2\text{O}^2$  wenn es t O der atmosphärischen Luft in Berührung  
 12 kommt, sogleich 1 orange farbener Dampf, das beste Kennzeichen dieses Gases. Da die atmosphärische Luft aber  
 13 stark (wasser)haltig ist, das (Wasser) aber zersetzend f die  $\text{N}^2\text{O}^3$  einwirkt, so sind die gelbrothen, sogenannten salpetrigen  
 14 Dämpfe nicht eigentlich conc.  $\text{N}^2\text{O}^3$  sondern, salpetrige Salpetersre  $\text{N}^2\text{O}^4$ . Die Menge des gebildeten  $\text{N}^2\text{O}^5$   
 15 richtet sich nach der Menge des (Wass)ers oder auch nach der Menge des f einmal hinzutretenden O; darum ist die Benut=  
 zung  
 16 des  $\text{N}^2\text{O}^2$  um die Quantität des O in der atmosphärischen Luft zu messen nicht geeignet. Das  $\text{N}^2\text{O}^2$  gas wird aber auch  
 17 weiter desoxydirt zu  $\text{N}^2\text{O}$  oder ganz zu N reducirt durch verschiedene Substanzen, namentlich durch  
 18 KS,  $\text{H}^2\text{S}$ , Fe, Zn in der Glühhitze, oder auch wenn man die gefällten Metalle t (Wasser) anfeuchtet u t dem Gase  
 19 in Berührung läßt; durch verschiedene Metalllösungen, welche sich leicht höher oxydiren, wie  $\text{SnCl}^2$  oder  
 20 FeO salze nehmen diese Gasart t großer Energie f. Die FeO salze zeigen nun das Eigenthüml[iche] daß sie schon  
 21 durch die kleinste Menge des Gases olivengrün gefärbt werden. 1 at. FeO kann 1 at  $\text{N}^2\text{O}^2$  fnehmen, die dunkel  
 22 grüne Flüssigkt ist wahrscheinlich nur eine Verbindung des Oxydulsalzes t  $\text{N}^2\text{O}^2$ , erhitzt man sie aber  
 23 so entweicht N, u  $\text{N}^2\text{O}^2$  während das FeO ganz in  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  verwandelt wird. Diese grüne Färbung ist nicht nur  
 24 das sicherste Mittel die FeO salze in  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  zu erkennen; sondern umgekehrt kann man auch die geringste Spur  
 25  $\text{N}^2\text{O}^5$  entdecken, wenn man sie in  $\text{N}^2\text{O}^2$  umwandelt, was durch die FeO salze schon selbst geschieht.  
 26 Mit einer KO lösung hingestellt, entsteht allmählig salpetriges KO s dem  $\text{N}^2\text{O}^2$  indem  $\text{N}^2\text{O}$  hinterbleibt.  
 27  $\text{SO}^2$  Alkal. t überschüssigem Alkali absorbiren sehr stark das  $\text{N}^2\text{O}^2$  u es entstehen dann eigenth. xstallinische Ver=  
 28 bindungen, worin sich  $\text{N}^2\text{O}$  befindet, indem die  $\text{SO}^2$  sich verwandelt. Wenn man diesen Verbindungen  
 29 eine Sre oder auch Ag, Pt o Cohle, also eine Contactsubstanz hinzufügt, so entweicht  $\text{N}^2\text{O}^3$  u  $\text{SO}^3$  salze hinterbleiben.  
 30 Das  $\text{N}^2\text{O}^2$  verwandelt die conc.  $\text{N}^2\text{O}^5$  in sgezeichnetem Grade, so daß das 4 atomige Aq+ $\text{N}^2\text{O}^5$  eine = Gewichtsmenge  
 31  $\text{N}^2\text{O}^2$  fnehmen kann. Das  $\text{N}^2\text{O}^2$  oxydirt sich f Kosten der  $\text{N}^2\text{O}^5$  höher u bildet  $\text{N}^2\text{O}^3$ ; es entsteht aus beyden  $\text{N}^2\text{O}^3$

#### Formel4

32 Nun aber bleibt doch immer 1 Th. des aq $\text{N}^2\text{O}^5$  unverwandelt, u dieses Hydrat verbindet sich t der  $\text{N}^2\text{O}^3$ ; je nach der Menge  
 33 des  $\text{N}^2\text{O}^3$  wird nun die Flüssigkt grünlich, bläulich bis schön dunkelblaugrün. Wird das Hindurchleiten noch länger  
 34 fortgesetzt, so wird die Flüssigkt gelb u es entweicht 1 große Menge von Dämpfen der  $\text{N}^2\text{O}^3$ . Zuletzt wenn die  
 35 Flüssigkt farblos gelbes [-?--] u indem die absolute  $\text{N}^2\text{O}^5$  durch den N zerstört wird, hinterbleibt  $\text{N}^2\text{O}^5$  ++ =? 6 aq. Eine  
 36 sehr verdünnte  $\text{N}^2\text{O}^5$ , erleidet aber v  $\text{N}^2\text{O}^2$  gar keine Veränderung; wenn man 1 FeO lösung erhitzt u nun  
 37 conc.  $\text{N}^2\text{O}^5$  zufügt, so wird die  $\text{N}^2\text{O}^5$  zerlegt; es entsteht Oxyd u  $\text{N}^2\text{O}^2$  wird frei. Ist nun aber noch Oxydul in der  
 38 Lösung, so entsteht die grüne Verbindung; fügt man aber nochmals  $\text{N}^2\text{O}^5$  hinzu so wird alles FeO [zu Fe] $\text{O}^3$  ver=  
 39 wandelt u die grüne Farbe verschwindet plötzlich. Da das  $\text{N}^2\text{O}^2$  die FeO salze gar nicht verändert, muß immer u sehr viel  
 (Wasser)[?]  
 40 zugegen sein. Wenn man ferner zu  $\text{N}^2\text{O}^5$  salzen eine gr. Menge  $\text{SO}^3$  setzt u ungefähr das 4-8 fache vol, so wird das  $\text{N}^2\text{O}^5$   
 so  
 41 zerlegt, die  $\text{N}^2\text{O}^5$  wird aber nicht verflüchtigt sondern z[um] Theil in  $\text{N}^2\text{O}^3$  verwandelt u bleibt dem  $\text{SO}^3$  beigemischt.  
 Gibt[?]  
 42 man nun f die  $\text{SO}^3$  1 frische Lösung FeO,  $\text{SO}^3$ , so entsteht 1 grüne Zone da wo sich beide Flüssigkten berühren; Wenn sehr  
 43 wenig  $\text{N}^2\text{O}^5$  t viel  $\text{SO}^3$  gemischt ist oder wenn man überhaupt blos  $\text{N}^2\text{O}^3$  hat, so wird die Zone amethystroth.  
 44 Man hat auch andere Erklärungen über diese Farbenverschiedenheit; nach H. Wackenr ist lediglich begründet darin  
 45 es  $\text{N}^2\text{O}^5$  t der  $\text{SO}^3$  gemischt ist oder blos  $\text{N}^2\text{O}^3$ .  
 46 Stickstoffoxydul =  $\text{N}^2\text{O}$  1 vol. N 1/2 vol. O = 1 vol.  $\text{N}^2\text{O}$ . spec. Gew. des O = 0,5513 des N =  
 47 0,9760 1,5273; dasselbe kann nun s den höheren Oxydationsstoffen[stufen] des N dargestellt werden; das  $\text{N}^2\text{O}^2$  wird  
 48 durch feuchte Fe feile durch feuchtes FeS oder  $\text{SO}^2$  Alkalien desoxydirt u verwandelt sich in  $\text{N}^2\text{O}$ . Ebenso wenn  
 49 man  $\text{N}^2\text{O}^5$  oder  $\text{N}^2\text{O}^3$  durch Met. sehr heftig zerlegt, aber rein u in größerer Menge erhält man das  $\text{N}^2\text{O}$  s dem  
 50- $\text{H}^8\text{N}^2$ [<sup>2</sup>].  $\text{N}^2\text{O}^5$  wenn keine allzu hohe Temperatur angewendet wird; manchmal[?],  $\text{H}^8\text{N}^2\text{O} + \text{N}^2\text{O}^5$  giebt 4 at (Wasser) u 2 at  
 $\text{N}^2\text{O}$   
 51-um das Gas rein darzustellen muß man ganz reines  $\text{H}^8\text{N}^2$ ,  $\text{N}^2\text{O}^5$  vollkommen [au]stroeknen dann in 1 geräumigen Kolben  
 52-im Sandbade langsam erhitzen bis zum mäßigen Sieden, die T.=170-260°. Das Gas wird über lauw[armen].(Wasser)  
 fgefangen  
 53 u es geht blos  $\text{N}^2\text{O}$  über. Man muß 1 kl. Rest des Salzes zurücklassen, weil sonst das Sperr(wasser) schnell zurückfließt

- 54 Erhitzt man bis zu sehr starkem Kochen, so entweicht auch  $\text{N}^2\text{O}^2$  u  $\text{H}^6\text{N}^2$ ; das  $\text{N}^2\text{O}$  ist völlig farblos, kann aber durch Druck  
55 von 50 Atmosph. zu einer farblosen Flüssigkeit condensirt werden; es riecht schwach aber angenehm u schmeckt schwach süßlich.  
56 Man kann es einathmen, es vermehrt die Blutcirculation u bewirkt belebend erregend, man hat es auch Lustgas  
57 genannt, weil es eine Art Rausch bewirken soll. Wenn das Einathmen über 5 Minuten dauert, so bewirkt es  
58 der Gesundheit nachtheilig, die Nerven werden überreizt, es tritt Athemnoth ein. Höchstgefährlich wirkt es, wenn es  
59  $\text{N}^2\text{O}^2$  oder Cl gas beigemengt enthält.

- 31 <sup>533</sup>

- 01 100 vol. (Wasser) nehmen von diesem Gase 175 vol. f. Alkohol absorbirt das Doppelte,  
02 auch Aether u flüssige u feste Oele absorbiren es reichlicher; es ist völlig indiff[erent]  
03 weder eine Sre noch Alkali. Es ist unbrennbar u wird weder durch O gas noch atmos=  
04 phärische Luft verändert; das Verbrennen von 1 Lichte, glimmenden Holzspahn, P u S u s.w. er=  
05 folgt darin t derselben starken Feuererscheinung wie in O gas. Ebenso t H gas  
06 gemischt detonirt [e]s t dem el. Funken t Heftigkt.. Von den FeO salzen,  $\text{H}^2\text{S}$ ,  
07  $\text{N}^2\text{O}^5$  wird das Gas nicht im mindesten affinit. Durch sehr starke Hitze so wie durch  
08 den el Funken wird es zerlegt.  
09 Atmosphärische Luft: Sie ist beinahe  $\text{N}^2\text{O}1/2 = \text{N}^4\text{O}$  sie besteht Atmosphärische Luft  
10 nä[e]mlich s 4/5 vol. N u 1/5 vol. O in Gewichts% sgedrückt, [au]s 76,7 N, u 23,3 O.  
11 Nichts desto weniger ist die atmosphärische Luft ein Gemenge; sie enthält außerdem  
12 +- 1% (Wasser)gas 1/10%  $\text{CO}^2$ , kl. Mengen an Ammoniak u wohl auch noch  
13 von Kohlen(wasser)stoff. Die Atmosphäre nimmt Alle Gase die sich von der Erde entwickeln f,  
14 aber diese werden durch meteorisches<sup>534</sup> (Wasser) u wechselnde Temperatur niedergeschlagen.  
15 Basen oder [---?? ---] aber die constanten Beimengungen v (Wasser)gas,  $\text{CO}^2$  u  $\text{H}^6\text{N}^2$ .  
16 Man hält sich überzeugt daß die nur Erde einen Dunstkreis besitze. Der Druck welchen die  
17 Atmosphäre f die Erde [au]sübt ist jederzeit gleich, welche eine Säule v Hg von der Höhe des  
18 jedesmaligen Obermeterstandes[?] [au]süben würde. Wir nehmen in der Regel als Normal-  
19 druck bei unseren Berechnungen 0,76, oder 28p<sup>535</sup> Hg höhe im Barometer. Es läßt sich leicht  
20 berechnen daß die Erdoberfläche f jeden ' einen Druck v 2217 # sgesetzt ist. Die  
21 Atmosphäre übt theils durch diesen enormen Druck theils durch ihre Bestandtheile die mannigfaltigsten  
22 Veränderungen f die Erdoberfläche aus. Das N verhält sich aber chem. immer indifferent.  
23 Die Atmosphäre ist ein wirkliches Gemenge obgleich das quantitative Verhältnis zwischen  
24 N u O nur ungern wenig variirt, wenn auch nicht jeder Unterschied geläugnet werden  
25 kann.  
26 1, die atmosphär. Luft verhält sich wie ein künstliches Gemenge, 79,7 N u 20,3 O. sie  
27 mischen als [---?] in dem Raume ohne Wärmeentwicklung.[?]  
28 2, Das absolute Strahlenbrechungsvermögen der atmosphärischen Luft ist = 0,00058917  
29 nach Dulong u ganz so groß als das Brechungsvermögen des O u N zusammenge=  
30 nommen. Eine Erscheinung die wir bei keinem einzigen chem. Gasgemisch finden; sie ist  
31 stärker oder schwächer als die Bestandtheile.  
32 3, die Luft giebt ihren O nicht allein an Alle oxydirbaren Körper sondern auch schon durch (Wasser),  
33 u durch das Athmen wird ihr der O entzogen, ohne Alle Zeichen einer wirklichen Zersetzung.  
34 4, Stickoxydgas entzieht der Luft den O u hinterläßt Stickgas; nun würde eine höhere Oxydations  
35 stufe nicht f Kosten eines niedrigen Oxydes desselben Elementes oxydiren können. Der Grund aber  
36 warum nicht die O Menge eben vermehrt oder vermindert ist muß darin gesucht werden daß  
37 wenn auch das Verbrennen des O ungemein groß ist, er doch wieder compensirt wird durch die Vege=  
38 tation wegen einer beständigen Reduktion des  $\text{CO}^2$  u daß die große Masse der Atmosphäre  
39 von diesen Lokalen Zersetzungen eigentlich nicht berührt werden kann. Die Schnelligkt  
40 t welcher sich die Gase wieder mischen verhindert nun die kl. Unterschiede zu bemerken;  
41 daher bleibt das Verhältnis von N u O an Allen Orten der Erde sich gleich.  
42 Früher glaubte man daß der O um 10% variire in Folge der Versuche von von Dana u Humboldt<sup>536</sup>

<sup>533</sup> Diese Seite wurde extrem klein und eng beschrieben.  
<sup>534</sup> die Lufterscheinungen und Luftverhältnisse betreffend  
<sup>535</sup> Zoll

43 indem man  $N^2O^2$  anwendete; man glaubte die Solubrität[?] <sup>537</sup> der Luft hinge von einem höheren O gehalt  
 44 ab, darum nannte man die Bestimmung des O in der Luft, die Endiometrie <sup>538</sup>; man hat verschiedene

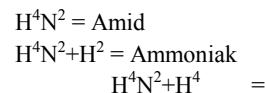
- 32

01 endiometrische Mitte[l] P, KS,  $N^2O^2$ ,  $FeO$ ,  $+SO^3$ ; man ist stehen geblieben beim  
 02 voltaischen Endiometer u H Endiometer. Man bringt v der selben atmosphärischen Luft  
 03 u reines H gas ungefähr zu gleichen Theilen oder bis zur Hälfte; zieht man nun die da an-  
 04 gewandte atmosphärische Luft ab, so erhält man das H gas; läßt den el. Funken durchschlagen  
 05 der Gasrückstand giebt also an, wie viel Gas verschwunden ist;  $1/3[5]$  dieses verschwundenen  
 06 Gases ist O gas. Man kann nun in % leicht [au]sdrücken. Wenn die Menge des  $CO^2$  in der Luft  
 07 bestimmt werden soll, muß KO angewendet werden u das (Wasser)gas durch  $CaCl^2$  bestimmt.  $H^6N[^2]$  ist kaum  
 08 quantitativ zu bestimmen, ebensowenig org. Stoffe. Stellt man aber  $SO^2$  an die Luft  
 09 so wird allmähig S[?] fgenommen u die org. Substanz erkennt man als  $AgO, N^2O^5$  ~~das~~  
 10 an der Luft ssetzt. Sie ist ein permanentes farbloses Gas, Alle Nebel oder Dünste  
 11 u Reif sind bloße Niederschläge; sie kann comprimirt werden u dehnt sich bei fge  
 12 hobenem Druck ins unendliche s. v  $0^\circ - 100^\circ C$ . 137,5 volum. In den o [Graden ?] des Thermometers  
 13  $40[?]$  - 100, bewirkt also eine [Au]sdehnung v 1 vol. Luft um 0,00375 des Volumens.  
 14 Man nennt diese Zahl den Ausdehnungscoefficienten, welcher nach neueren Versuchen  
 15 aber etwas niedriger ist u die spec. Wärme ist 0,2669 verglichen t einem =[gleichen] Gewicht (Wasser)  
 16 Hieraus folgt daß uhngefähr 3050 vol. atmosphärische Luft, durch dieselbe Menge  
 17 von Wärme ebenso erwärmt werden als 1 vol. (Wasser). Ihre relative sp. Wärme ist  
 18 = 1. Cub `` atmosphärische Luft wiegt 0,4681 gram; ein preuß C. `` 0,1681 [gr MG ?].  
 19 folglich ist die Luft über 770 mal leichter als Wasser. Nach Biott u Arago <sup>539</sup>  
 20 wiegen 1000 cc. atm. Luft bei  $0^\circ C$ . u 0,76 Barot.[metereinheiten] 1,2991 Gramm. Wenn man  
 21 das spec. Gew. anderer Gasarten mit dieser Zahl multipl. so erhält man das absolute  
 22 Gewicht von 1000 c.c. dieser Gasarten. Zb 1000 c.c.  $CO^2$  von  $0^\circ C$ . u 0,76 Barot.[?]  
 23 wiegen 1,2991 1,5245 = 1,980478 Gramm. Die atm. Luft wird v (Wasser) nur in  
 24 geringer Menge absorbirt aber t ziemlich großer Schnelligkt weshalb man das destillierte  
 25 (Wasser) nur schwierig ganz Luft frei erhält. Hierbei nun wird aber die Luft zerlegt, so  
 26 daß immer mehr O als N vom (Wasser) fgenommen wird. Auch von anderen tropfbaren  
 27 Flüssigkten u porösen festen Körpern wird die atmosphärische Luft fgenommen.  
 28 Sie allein erhält darum das Leben der Thiere u Pflanzen. Sie oxydirt viele  
 29 oxydirbaren Körper, theils bei gewöhnlicher Temptr.; theils bei erhöhter Temptr.,  
 30 am leichtesten diese die in einer Lösung sich befindenden Körper. Sie wirkt hierbei  
 31 gerade so wie das reine aber um  $4/5$  seines Volumens sgedehnte O gas; mithin  
 32 ist das N nur eine indifferente Verdünnung des O [~~Gehalt~~-?] Substanz.  
 33 Verbindungen des N mit dem H.  
 34 Wir unterscheiden 2 3 Verbdgen von denen aber nur eine einzige für  
 35 sich darzustellen ist, nemlich Ammoniak; das Amid u das Ammonium sind nur in  
 36 Verbdg t anderen Körpern bekannt oder vielmehr sind sie hypothetisch.  
 37 Amid =  $H^2N^2$  = Ad. Wenn K (oder) N[a] f trockenes Amm[onia]kgas einwirkt bei Amid  
 38 Erwärmung so scheiden sich 2 H s u es entsteht eine Verbindung  $H^4N^2+K$   
 39 Kaliumamid; fügt man (Wasser) hinzu so entsteht KO u Amidwasserstoff = Ammoniak  
 40 Erhitzt man oxalsres Ammoniak =  $H^8N^2O+C^2O^3$  so bildet sich unter anderen Producten  
 41 auch Amid mit Oxalyl; ein xstallinischer Körper Oxamid genannt. Diese Ver-  
 42 bindg. entsteht noch vielleicht[er] s Oxalaether + Ammoniak, auch bei manchen

- 33

<sup>536</sup> Gemeint sind der amerikanische Geologe James Dwight Dana (1813–1895) und Alexander von Humboldt (1769–1859), beide nahmen an Forschungsreisen im Pazifik teil.  
<sup>537</sup> Verständnisfehler  
<sup>538</sup> Messungen der Luftzusammensetzung  
<sup>539</sup> Jean Baptiste Biot (1774–1862), vgl. dazu PIERER (1840), Bd 3, 544 “ *widmete sich zuerst der Artillerie, später der Naturwissenschaft.* ”, und Dominique François Arago (1786–1853) waren französische Gelehrte und haben sich u. a. mit Gasen beschäftigt.

01 anderen Zersetzungen organ. Körper entsteht Oxamid als Verbindung; am inter-  
 02 essant[esten] ist die Verbdg des Amids s dem Ammoniak durch  $\text{HgCl}^2$ ; im weißen  
 03 Präzipitat des Hg amid enthalten. Das Amid verwandelt sich durch Aufnahme von  
 04 H sehr leicht wieder in Ammoniak. ~~Das A~~  
 05 Das Ammonium ist in den Ammoniaksalzen enthalten u ist  $= \text{H}^8\text{N}^2$ , aber man kann  
 06 auch die Annahme von Ammonium weglassen, da wir keine anderen Beweise für  
 07 die Existenz deselben haben, als die Ammoniaksalze; übrigens läßt sich nun folgende  
 08 Reihe fstellen.



09 Ammoniak oder auch wohl in der Pharmazie Ammonium genannt  $= \text{H}^6\text{N}^2 =$   
 Ammonium

10 1 at. = 1 aeq. 6 vol. H = 0,4128 2 vol. N = 1,9520 4 vol. Ammonik, 2,3648

2,3648

11 = 1 aeq. volum. Das Ammoniak kommt im Mineralreich sehr verbreitet vor aber nur 4 = 0,5921 spec.Gew.

12 in kl. Mengen; so namentlich in Allen Erdschichten die mit der Oberfläche die Luft  
 aks

des Ammoni-

13 berühren. Zb. die Ackerkrume, Thon, Eisenoxÿdhydrat. Das Ammonik ist häufig an  
 14 Salzsre oder an eine andere Sre gebunden; sehr selten finden wir den Salmiak  
 15 in vulkanischen Gegenden als wirkliches Mineral, allenhalben w[enn] H haltige organische  
 16 Körper durch Feuer zerstört werden oder durch Verwesung bei gehindertem Luftzutritt  
 17 erzeugt sich Ammoniak; ob aber s dem N der Atmosphäre das H direct [unleserlich] bei der  
 18 Verwesung Ammoniak entstehen könne ist noch zweifelhaft; übrigens wissen wir  
 19 daß im Statu nacenti durch reine chem. Action N u H zu Ammoniak sich verbinden  
 20 können; z.B. wenn man  $\text{N}^2\text{O}^5$  dem Sn[?] oder Fe zusetzt oder wenn man  $\text{FeCy}^2$  in der  
 21 Wärme t (Wasser) in Berührung bringt; aber direct kann man N u H nicht verbinden;  
 22 fügt man etwas O hinzu u electrisirt das Gemisch, so entsteht ganz wenig salpetersres  
 23 Ammoniak. Wir können das Ammoniak nur darstellen, indem wir es s seinen Salzen  
 24 durch eine stärkere Salzbasis sscheiden, indem das flüchtige Ammoniak in G[as]form  
 25 entweicht; man wendet in der Regel Salmiak an u zerlegt diesen mit Kalk.

#### Formel 5

26 Das Gas muß über Hg fgefangen werden u wird sehr leicht durch Erhitzung s dessen alk Lauge ent=  
 27 wickelt; absolut trocken erhält man das Gas nur dann, wenn man es über  $\text{CaCl}^2$  leitet.

28 Es ist ein farbloses Gas welches aber welches aber bei einer Kälte v.  $-40^\circ \text{C}$  oder beÿ  
 29 einem Druck v 6; 5 Atmosphären bei gewöhnlicher Temperatur zu einer farblosen Flüssigkt  
 30 sich condensirt, die leichter als (Wasser) ist; es besitzt einen penetranten sehr stechenden Ge=  
 31 ruch, welcher bei kl. Mengen des Gases erweckend u belebend wirkt, aber in großen  
 32 Mengen erstickend; es hat einen starken alkal. Geschmack u wirkt wie die sogenannten  
 33 fixen Alkalien zerstörend f Gewebe; aber doch weit schwächer u keineswegs  
 34 sehr nachhaltig. Das relative Lichtbrechungsvermögen ist = 2,1685. Es wirkt stark

35 alkalisch f die Pflanzenpigmente, selbst trockenes Curcupapier wird gebräunt  
 36 aber bei Allem Ausschluß v (Wasser) ebensowenig als von kaustischem Kali; gewöhnlich besitzt  
 37 das Papier Feuchtigkt genug um die Wirkung zu vermitteln; zum Trocknen an die Luft ge-  
 38 legt, nimmt es seine braune Farbe wieder an. Verschieden rothe Pflanzenpigmente werden

#### Zeichnung 7

39 blau gefärbt, blaugrüne; auch diese verschiedenen Färbungen verschwinden der Luft sgesetzt.

40 Es wird vom (Wasser) mit Heftigkeit absorbt u 1 vol. (Wasser) vermag bei gewöhnlicher Temperat  
 41 677 vol. Gas fzunehmen. Eis schmilzt davon gleich weil sich eine Menge Wärme entwickelt.

42 6 vol. (Wasser) betragen nach ihrer Sättigung 10 vol. Am(wasser)s[?] Alkohol u Aether nehmen das Gas  
 43 sehr reichlich auf; in Allen diesen Fällen wird das Ammoniak nicht verändert; vom Licht  
 44 wird es nicht verändert, aber wenn es durch glühende Porzellanröhre geht zerlegt es sich in H u N.

01 Glühend Fe; Cu[a] bewirken ebenfalls Zersetzung u sogleich sollen N metalle entstehen.  
 02 Durch anhaltendes electrifisiren zerlegt es sich in H u N aber nicht vollständig, sondern  
 03 ein Theil bleibt unzerlegt, es unterhält das Verbrennen der Körper nicht, aber t O gas  
 04 oder atmosphärischer Luft in angemess[enen] Grad vermischt entzündet es einwenig.  
 05 Für sich kann es an der Luft nicht angezündet werden, t reinem O gas gemischt u dann electrifi[=]  
 06 sirt bildet sich ebenfalls (Wasser) u ein wenig des N wird zu  $\text{N}^2\text{O}^5$  oxydirt.  $\text{N}^2\text{O}^2$  u  $\text{N}^2\text{O}^3$   
 07 kann vom Am[monia]k deoxydirt werden; auch die Dämpfe der salpetrigen Sre werden bei gewöhnlicher  
 08 Temptr t Am[monia]k zersetzt, salpetersres Ammoniak erhitzt giebt bekanntlich N oxydul u (Wasser)  
 09 Wird Ammoniak über glühen. Metalloxÿde geleitet, so werden die Oxÿde reduzirt

10 durch den H u manchmal sehr energisch; einige leicht reduzierbaren Metalle  $\text{Hg}^2\text{O}$   
 11 können beÿ gewöhnlicher Temptr durch Liq. ammon. c.<sup>540</sup> reduziert werden. Glüht man  
 12 Metallsalze t Ammoniaksalzen, so werden die metallischen durch Ammoniak auch reduziert.  
 13 Das H kann durch  $\text{Cl}^2$  dem Ammoniak sehr leicht u schnell entzogen werden, wendet man beÿde  
 14 Körper gasförmig an, so entsteht eine Feuererscheinung, selbst wenn sehr conc.  
 15 Ammoniak t Cl gas behandelt wird, entsteht eine Feuererscheinung unter sehr starker  
 16 Erschütterung der Gefäße. Br zersetzt das Ammk ebenso, auch das Jd verhält sich  
 17 ebenso, aber wenn man Jd u Ammoiak zusammenbringt, so entsteht eine dunkel  
 18 gefärbte Flüssigkt, welche beim Uebergießen t (Wasser) explodirend doch N liefern;  
 19 S ist ohne alle Einwirkung. Trocknes P giebt t dem Ammkgase 1  $\frac{1}{2}$  [pulver]artigen Körper  
 20 der entflammt[?]. Glüht man Kohle t Amm[oni]ak so entsteht Cy. Die Metalle wirken im  
 21 allgem. gar nicht f das Ammoniak. Wenn man aber K u Na t Ammoniakgas  
 22 in Berührung bringt, so entsteht ein dunkelolivgrüner Körper, welcher nichts  
 23 anderes ist als K oder Na amid; (Wasser) entwickelt daraus Ammoniak u es entsteh[t] KO oder NaO  
 24 Glühet man das Amid so entweicht H u N u es hinterbleibt ein schwarzer Graphit  
 25 ähnlicher Körper  $\text{K}^6\text{N}^2$ . Wenn man Hg oder HgK mit Ammoniak Liq. [oder] Salzen  
 26 in den Kreis der voltaischen Säule bringt, so entsteht eine bleigraue oder auch  
 27 Ag weiße Verbindung von sehr geringem spec. Gewicht, welche man für  
 28 eine Verbindung Hg u Ammonium hält =  $\text{Hg} + \text{H}^8\text{N}^2$ .  
 29 Alle H sren verbinden sich t dem Ammk direct zu eigentlichen Ammoniaksalzen;  
 30 =  $\text{H}^6\text{N}^2 + \text{H}^2\text{Cl}^2$ , man nimmt jetzt an daß diese Salze Haloidsalze sind indem  
 31 sich s dem Amm[oni]ak Ammonium bildet; beweisen läßt sich das aber nicht; die O sren  
 32 geben t Ammoniak geradezu keine Salze, sondern, es entstehen eigenthümliche  
 33 Verbindungen. Diese Salze entstehen aber sobald nur 1 aq. zugegen ist. Daraus  
 34 hat man den Schluß gezogen, daß diese Amm[onia]ksalze immer Ammoniumoxÿd enthalten.  
 35 Dadurch kommen diese Salze t den übrigen O salzen in eine Paralele. Ein absoluter  
 36 Beweis läßt sich aber hier nicht führen. Die Ammoniaksalze, sowohl die Haloidsalze  
 37 als [auch die] O salze haben eine große Neigung Doppelsalze zu erzeugen. Auch t Haloidsalzen  
 38 der Metalle verbindet sich häufig das Amk.  $\text{CaCl}^2$ ,  $\text{AgCl}^2$  verschlucken viel  
 39 Ammoniak; die Löslichkt des  $\text{AgCl}^2$  u  $\text{AgBr}^2$  ist ein Beweis, aber oftmals  
 40 können diese Verbindungen nicht isolirt werden. Ebenso werden viele Metalloxÿde  
 41 v. Ammoniak fgenommen, oder verbinden sich damit zu complizirten Verbindungen  
 42 zuweilen.  
 43 Ammoniakflüssigkt. Aetzammoniak. Es ist die (wäss)rige Lösung des Gases; die ge-  
 44 wöhnliche Vorschrift verlangt nur 1 Gehalt v 9% Ammoniak. Man verfährt bei der  
 45 Darstellung des Ammonk Liq. um ihn sehr billig u gleichzeitig chem. rein zu er[halten,]  
 46 auf folgender Art. Man nimmt eine kupferne Blase die uhngefähr 9 12 "

**Formel 6****Formel 7**

- 35

01 hoch u 8 9 " im Durchmesser mißt; es wird f dem Blasenhalß ein Deckel  
 02 v weißem Eisenblech mit einer Dälle gemacht, es wird durch die Dälle ein weites  
 03 Glasrohr gesteckt welches 1" hervorragt, wenn man will so feilt man zur Seite  
 04 ein Loch hinein damit das (Wasser)ammk[?] od[er] Gas übergetrieben wird. Die Glasröhre muß  
 05 ziemlich weit sein, damit Ammoniak u (Wasser)dampf leicht übergehen können. Man  
 06 kann ein Stückchen Röhre t Cautschuk anfügen. Diese Röhre wird nun an 1  
 07 Wulfische Flasche befestigt, durch die mittelste Oefnung wird eine Sicherheits-  
 08 röhre gesteckt die unten zu einer Spitze sgezogen ist; s der 33 Mündung geht  
 09 nun ebenfalls eine weitere Glasröhre, diese Röhre wird mittelst eines losen  
 10 Korks an eine Flasche gesteckt in welcher sich das (Wasser) befindet zur Aufnahme  
 11 des entwickelten Ammoniakgases, dies muß bis fast ganz an den Boden der  
 12 Flasche gehen u Alles t Fettkitt verkitten; Leinwandstreifen u Ca luft[CaO?] =[gleich]  
 13 zu nehmen sind. Man giebt nun in die Blase 600 Gramm Aetzkalk u 600 (Wasser)  
 14 hinzu läßt in der bedeckten Blase den Kalk sich lösen. Ehe man nun  
 15 die Blase t dem Apparat verbindet wird hineingeschüttet Gemisch von 720 Grmm

**Zeichnung 8**

540

"Liquor ammonium conc." war ein Name für konzentriertes Ammoniakwasser.



16 Salmiak, Amm[oni]um muriat. sublimat. u 600 Grm. (Wasser). In die Wuulfische  
 17 Flasche hat man 120 Grmm = 3j<sup>541</sup> (Wasser) gegeben in die Auffangflasche hat man  
 18 gegeben 1440 Grmm (Wasser). Man stellt die Flasche in 1 Schaale von kaltem (Wasser)  
 19 Man erhitzt das kupferne Gefäß in dem beweglichen Ofen mit 1 paar Kohlen,  
 20 nur anfangs ist die Gasentwicklung sehr stark, man destillirt nun mit  
 21 steigendem Feuer bis die 2te Röhre sehr heiß wird u bis man bemerkt daß das  
 22 übergehende Gas nicht mehr [vo]m (Wasser) fgenommen wird; man kann als dann die Abschluß-  
 23 flasche durch eine neue ersetzen, worin man 480 Grmm. (Wasser) gegeben hat; man erhitzt  
 24 nun so lange bei mäßigem Feuer als noch (Wasser)dämpfe s der Blase übergehen u bis  
 25 die Flüssigkt in der Sicherheitsflasche ins Kochen kommt, hat die Flüssigkt  
 26 1/4 [Zeiteinh./Stunde] lange gekocht so unterbricht man die Arbeit oder kann den Apparat sich selber  
 27 überlassen; man nimmt den blechernen Deckel t den Röhren von der Blase her=  
 28 unter u gießt in die Blase heißes Wasser oder kocht (Wasser) darin um den Rückstand  
 29 so schnell als möglich heraus zu bringen. Dies[en] Rückstand einige Zeit gekocht durch  
 30 einen Spitzbeutel gegeben u fbewahrt. Dieser Rückstand liefert chem. reines  
 31 CaCl<sup>2</sup>. Wenn s der Sicherheitsflasche 330 Gramm Flüssigkt v 0,994[,] rein ist diese  
 32 Flüssigkt so ziemlich u enthält nicht nur 1 Spur CaO u H<sup>2</sup>Cl<sup>2</sup>; kann sie ander-  
 33 weilig verbrauchen; diese erster Absorbtionsflasche liefert gewöhnlich 1555 Grmm  
 34 Aetzammoniak v 0,965 spec. Gew. Die 2te Flasche liefert 680 Grm. Flüssigkt von  
 35 0,941 spec. Gewicht; im durchschnitt erhält 2238 Aetzammiak zusammen von 0,960  
 36 - 0,970 spec. Gew. In 2 3 Stunden ist die ganze Destillation vorüber u man  
 37 gebraucht für jede Unze der Flüssigkt nur etwa 7jj Holzkohle.  
 38 Eigenschaften, es ist eine völlig farblose Flüssigkt von 1em durchaus reinem Eig  
 39 ammoniakalischen Geruch; eine gelbliche Farbe rührt gewöhnlich vom Empyreum  
 40 des Salmiaks, ebenso der empyromatische Geruch; ein eigenthümlich stechend empyro[matischer]  
 41 Geruch entsteht, wenn man Salmiak u CaO einer sehr hohen Temptr ssetzt; es schmeckt  
 42 scharf alkalisch, wirkt aetzend u reinigt die Haut; bei starker concentration xstallisch

**Tabelle 3**

- 36

01 es in der Kälte, das sehr conc. liefert bei -40° große lange Nadel[n]; das  
 02 spec. Gewicht ist immer geringer als das des (Wassers), weil das vol. sich vermehrt; nach  
 03 Davy soll bei einem sp. Gew. , 0,8750 das Aetzamm[onia]k enthalten = 321/2 %.  
 04 Nach Ure entspricht 1 spec. Gew. , 0,9000 einem Gehalt v 26,5 % Ammoniak.  
 05 Von 0,9275 = 18,55% von 0,9410, 14,575 ; 0,951 = 11,925, von 0,9564  
 06 = 10,600, v 0,9662 = 7,950; 0,9716 = 6,625, 0,9828 = 3,975,  
 07 folgen[mals] nur[?] 0,994 kann 1% enthalten sein.  
 08 Wird das Aetzammk erhitzt so verliert es unter 100° Ammoniak; bei 100°  
 09 verliert die Flüssigkt fast Alles Ammoniakgas. Durch Licht oder beim Aufbewahren  
 10 verändert sich dieselbe gar nicht. Allein sie wirkt allmählig f das Glas ein, selbst  
 11 f das reinste KO u NaO Glas. A[u]f ein Uhrglas hinterläßt die Lösung gar nichts,  
 12 etwa[s] CaCl<sup>2</sup>, SiO<sup>3</sup>, S[?] durchaus nicht; dagegen aber das käufliche Preparat. Mit  
 13 KO,Ö oder Ö soll keine Trübung statt finden; desgleichen ganz reine PO<sup>3</sup> bringt  
 14 nicht die geringste Trübung hervor, auch nicht BaCl<sup>2</sup>, H<sup>2</sup>S hineingeleitet  
 15 giebt nicht die mindeste Trübung; Cu, Zn werden manchmal darin gefunden.  
 16 Mit N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> schwach angesäuert darf keine Trübg des Kaliumeisencyanid [erscheinen,]  
 17 keine Trübung durch AgO,N<sup>2</sup>O<sup>5</sup>; mit reiner H<sup>2</sup>Cl<sup>2</sup> gesättigt muß die Flüssigkt  
 18 sich vollkommen verflüchtigen lassen; aber jederzeit schwärzt sich dieser Salmiak,  
 19 aber das reinste Amm[omi]ak ist frei von Empyrumen.  
 20 Lig. ammonii vinosus<sup>542</sup> eine (wäss)rige -. Lösg des Amm[oni]akgases durch Vermischen des  
 21 (wässigen) Amm[oni]ak + -, ehemdestillirte man Salmiak CaO, (Wasser) u Weingeist s einem Kolben  
 22 t Holm, in dem concentrat dieses Präparates mußten Ungleichheiten vorkommen.  
 23 Liquor ammon. anisa[tu]s. Eine Lösung flüchtiger Oele in (wäss)rig wenig geistigen

<sup>541</sup> Unze

<sup>542</sup> Auch "Spiritus salis ammoniaci" genannt, fand Verwendung als flüchtiges Reizmittel, vgl. W. SCHNEIDER (1975), Bd 6, 184. Die beiden folgenden „Liquore“ sind Abwandlungen mit ähnlichen Eigenschaften.

24 Ammoniak; der Lösung der Oele im - fügt man das Aetzammoniak zu u ist der  
 25 - oder das Aetzammoniak zu schwach, so scheidet sich allmählig die flüchtigen Oele  
 26 wieder ab. Man muß diese Präparate in gut schließenden Gefäßen fbewahren;  
 27 Die Korkstöpsel veranlassen eine Verflüchtigung v - u Ammoniak; außerdem  
 28 aber wird das Präparat braun wegen eines Angriffs f den Kork.  
 29 Liq. ammonii oleoso aromatii. soll das alte Sal volat. oleos. Sylvii<sup>543</sup> er=  
 30 setzen; offenbar vari[i]ren diese Präparate nach den Vorschriften. Die  
 31 Ammoniak haltigen Producte wären ein O[I]njaci Valeriane[i?]<sup>544</sup> u andere sind ge=  
 32 wöhnlich sehr stark braun gefärbt wegen Erzeugung v Huminsren. Diese  
 33 müssen ebenfalls in gut verschließbaren Gefäßen bewahrt werden.  
 34 Chlor = Cl = 1 at. = 1/2 aeq. = 1 vol. Cl<sup>2</sup> = 2 At. 1 aeq. = 2 vol.  
 35 = 44,265 Früher glaubte man das Cl sei nichts anderes als Salzsre , ein höherer  
 36 Grad der Oxüdation, man nannte es deshalb Acid. mur. oxygenat. In der Natur  
 37 findet sich das Cl nirgends rein, stets in Verbdg t Metallen, vorzüglich mit Na  
 38 sodann t K auch t Mg u Ca, auch t Ammonium in ziemlicher Menge, aber selbst  
 39 mit Hg in den Gasen der Vulkane. Die Erzmatalle, zb Hg, Fe, Pb sind sehr selten  
 40 t Cl verbunden, wir müssen das Cl immer sscheiden, s seinen Verbindungen  
 41 namentlich t Na als der gewöhnlichsten. Dieses geschieht sehr leicht, um wie das NaCl<sup>2</sup> t  
 42 einer Sre zusetzt, welche H<sup>2</sup>Cl<sup>2</sup> daraus entwickelt, denselben aber zersetzen wir durch

- 37

01 Superoxüd. Der Ueberschuß des O oxüdt einen Theil des H der überschüssigen  
 02 Salzsre u dieses Cl muß frei werden. Man kann also auch flüssige H<sup>2</sup>Cl<sup>2</sup> + 2H<sup>2</sup>O  
 03 1 Oxüd behandeln, u f diese Weise am reichsten u regelmäßig zu entwickeln.  
 04 Wir können nun auch denken daß rein Superchlorid entstehe wie es auch in einigen  
 05 Fällen stattfindet; aber beÿ der Siedehitze zerlegt es sich in Cl u in eine niedrigere  
 06 Verbdg des Chlors. Wenn man NaCl<sup>2</sup>, SO<sup>3</sup> u (Wasser)[stoffsuperoxyd] zusammenbringt, so kann  
 07 man sich den Vorgang ebenso darstellen, daß alles Cl entwickelt wird, welches die  
 08 SO<sup>3</sup> [au]streibt. Diese Theorie kann abgekürzt werden f folgende Art:  
 09 Beÿ der Cl entwicklung daß immer darauf zu sehen, daß ein Ueberschuß v MnO<sup>2</sup>  
 10 vorhanden sei damit keine Salzsre entstehe. Nach Wackenroder nimmt man  
 11 12 Th. = NaCl<sup>2</sup> 9 Th. = 2 MnO<sup>2</sup> 20 Th. = 2 SO<sup>3</sup> engl. u 18 Th. Wasser zur  
 12 Bereitung. Das Gas läßt sich nur ffangen über warmen oder heißem (Wasser) oder wenn  
 13 es f eine große Reinheit nicht ankommt in ganz trockne Glasgefäßen. Die  
 14 größere Schwere des Cl gases macht das[ß] die atmosphärische Luft ziemlich rein  
 15 her[au]sgetrieben u erkennt es an der grünlichen Farbe. Auch über einer gesättigten  
 16 Kochsalzlösung.

**Formel 8****Formel 9****Forme 10**

17 Eigenschaften: Es ist ein blaßgelbes bis grünlichgelbes Gas von, 2,44 spec.  
 18 Gewicht, so nach der Berechnung s dem salzsauren Gas. Die directe Bestimmung  
 19 v Gay Lussac gab 2,47. Bei schwacher Compression bis zu 1/3 seines Volumens  
 20 giebt es eine dunkel grünlichgelbe Flüssigkt v 1,33 sp. Gew. Es hat einen  
 21 durchdringend eigenthümlichen Geruch u süßlichen Geschmack, ist völlig irrespirabel  
 22 u es erzeugt sehr heftige Krämpfe in der Luftröhre u in den Lungen; der Schleim  
 23 f den Schleimhäuten trocknet s u daher das Gefühl der Trockenheit; noch in kl.  
 24 Mengen der Luft beigemischt erzeugt es Schnupfen, Husten, selbst Brustkrämpfe u  
 25 Bluthusten; es zerstört die org. Körper sehr schnell, daher werden die Farb-  
 26 stoffe sehr schnell zerstört. Es braucht diese Zersetzung auch eine Anziehung  
 27 des H, aber Einige zb. Berz. haben gemeint, es sei hierbei eine Zersetzung  
 28 des (Wassers) bedingt u das O des Wassers bleiche eigentlich. Alle H verbindungen  
 29 entfernen s der atmosphärischen Luft das Cl. Das Cl ist durchaus unentzündlich  
 30 u verbindet sich t O direct gar nicht; brennende Körper setzen ihre Verbrenng  
 31 nur darin fort, wenn etwas O zutritt, aber manche Körper verbinden sich  
 32 direct t dem Chlor unter Feuererscheinung, zb. H u viele Metalle, wenn sie

<sup>543</sup> Sal volatile oleosum Sylvii, auch Salia volatilia oder Ammonium carbonicum pyrooleosum genannt, vgl. hierzu W. SCHNEIDER (1968); Bd 3, 369.  
<sup>544</sup> unbekannte Verbindungen

33 in fein zertheiltem Zustande [damit] in Verbindung kommen. Vom (Wasser) werden bei gew.  
34 Temptr 2 volum. absorbirt u es entsteht auch bei richtigen Verhältnissen  
35 ein wirkliches Hydrat zwischen Cl u Wasser welches xstallisiren kann. Das  
36 in gelben Nebeln xstallisirende Hydrat ist  $10 \text{ aq.} + \text{Cl}^2$ . Bei der Bereitg  
37 von Chlor(wasser)<sup>545</sup> im Großen muß man eine niedrige Temptr vorbereiten; weil sich  
38 sonst die Röhren verstopfen. Im verschlossenen Raum hält sich das Hydrat noch  
39 bei einer Temptr v 20–30° fest. Das Cl ist der stärkste Salzbildner, das stärkste  
40 Halogen u treibt alle übrigen s der Verbindung s, es verbindet sich mit fast  
41 Allen Elementen zu bestimmten Verbindungen u t einigen Metallen sogar viel  
42 leichter als das O; auch die O verbindungen werden vom Cl häufig zersetzt; das O wird  
43 aber dabei selten abgeschieden, sondern wird übertragen; entweder f das Cl oder

- 38

01 f einen anderen Theil der O verbindung. Die Metalloxide zeigen in der  
02 Regel diese Einwirkung zb. geben  $\text{Pb}[\text{O}]\text{Cl}^2$ . KO u Cl geben chlorsres Kali  
03 u  $\text{KCl}^2$ .  
04 Chlorwasser. Eine A[u]flösung von Chlorgas in Wasser, höchstens das doppelte vol. Cl gas  
05 enthaltend, oder wenn man lieber will eine Lösg. des Cl hydrates in Wasser. Es kommt  
06 beÿ der Bereitung darauf an, daß (Wasser) gehörig t Cl zu sättigen; am vollkommensten er-  
07 reicht man dieses, wenn man nach der Vorschrift der Pharmac. 1 Flasche t destill. (Wasser)  
08 anfüllt, diese in 1 Schaale t dest. (Wasser) umstürzt u nun Chlorgas hineinleitet bis  
09 2/3 der Flasche ungefähr [au]sgeleert ist; man stöpselt die Flasche t 1 Glasstöpsel u schüttelt  
10 das (Wasser) t dem Gase; außerdem kann man in 1 Flasche t Glasstöpsel die bis etwa zur Hälfte  
11 t (Wasser) gefüllt ist Chlorgas hineinleiten, bis man sieht daß der Raum über dem (Wasser) mit Gas an=  
12 gefüllt ist; man setzt alsdann den Glasstöpsel auf u schüttelt um; wiederholt das  
13 hineinleiten u umschütteln bis das (Wasser) gelblich gefärbt ist u über der Flüssigkt sich  
14 Cl gas sich befindet. Die Gegenwart der atmosphärischen Luft verhindert leicht die vollständige  
15 Sättigung des (Wassers). Wenn man große Quantitäten des Cl(wassers) bereiten will, so muß  
16 man mehrere Wulfsche Flaschen anwenden, so daß das entweichende Cl gas wieder  
17 gefangen werden kann. Geschieht die Darstellung im Winter so muß man recht weite  
18 Glasröhren nehmen, weil sich sonst die Röhren am Chlorhydrat<sup>546</sup> verstopfen, welches als dann  
19 erst bei +33° wieder schmilzt, während es schon bei +4° sich zusetzt  
20 Eigenschaften; eine schwach grüngelbliche Flüssigkt von starkem Cl geruch, es schmeckt  
21 herb aber nicht sauer, spec. Gew. 1.003, gefriert beÿ etwa 0° wobei aber festes  
22 Cl hydrat sich sscheidet; Lackmuspapier wird sehr schnell gebleicht, aber nicht geröthet,  
23 wird das (Wasser) mit AgO salz versetzt, so entsteht ein weißer Rückstand v  $\text{AgCl}^2$ , hierbei entsteht  
24 wahrscheinlich auch unterchlorige Sre, da sich kein AgO bindet; schüttelt man das (Wasser) mit  
25  $\text{Hg}^2\text{Cl}^2$ , so entsteht  $\text{HgCl}^2$ , u wenn in der Flüssigkt ein Lackmuspapier zugefügt  
26 wird, so wird das Papier wohl geröthet aber nicht gebleicht werden. Fügt man  $\text{NaCl}^2$   
27 hinzu, so entsteht  $\text{HgNa}$  Chlorid u dieß verändert das Lackmuspapier gar nicht; enthält  
28 nun die Flüssigkt unterchlorige Sre, so bleibt sie bleichend. Schüttelt man das Cl(wasser)  
29 mit met. Hg im Ueberschuß, so wird noch schneller Alles Cl absorbirt. Alles Cl  
30 wird als  $\text{Hg}^2\text{Cl}^2$  niedergeschlagen u abgeschieden; ist aber Salzsre zugegen, so bleibt die Flüssigkt  
31 sauer, aber unterchloride Säure wird auch durch das Hg zersetzt u läßt sich nicht f-  
32 finden, sondern man muß dazu des Calomels sich bedienen; mit  $\text{Hg}^2\text{O}, \text{N}^2\text{O}^5$  giebt  
33 das Cl(wasser) einen starken Ndrschlg v  $\text{Hg}^2\text{Cl}^2$ ; ein Ueberschuß des Cl(wassers) löst aber der Ndrschlg  
34 schnell wieder auf;  $\text{PbO}, \text{Ä}$  giebt eine Flüssigkt welche sich allmählig gelb u dann braun-  
35 schwarz v Pb superoxyd färbt. Das (Wasser) soll keine Trübung durch  $\text{BaCl}^2$  geben, das durch  $\text{KO}, \text{Ö}$   
36 von gew. Brunnen(wasser); es muß f einem Uhrschälchen ganz verdunsten, beim Kochen ver=  
37 liert es Alles Chlor; lange Zeit dem Licht sgesetzt verwandelt es sich in  $\text{Cl}^2\text{H}^2$  u  
38 wahrscheinlich auch in unterchlorige Sre; es enthält jedesmal unterchlorigsren  
39 Kalk, wenn das (Wasser) t gew. Brunnen(wasser) bereitet wurde, aber dieses Präparat soll

#### Formel 11

<sup>545</sup> Chlorwasser findet im PIERER noch keine Erwähnung, wurde aber, wie auch hier erklärt, zur Desinfektion verwendet.

<sup>546</sup> HOLLEMAN/WIBERG (1985), 394 beschreibt hier wie folgt: "Beim Abkühlen der gesättigten, wässrigen Chlorklösung auf 0 °C scheiden sich grünlich-gelbe Kristalle der Zusammensetzung  $\text{Cl}_2 \times 7,25 \text{ H}_2\text{O}$  ab."



41 ständen geht die Absorption nur bis zu 1,192 spec. Gew. u der % Gehalt be=  
42 trägt als dann 38,1/3 %. Eis schmilzt im Gase sogleich d[ab]ey t Wärme u absorbiert  
43 das Gas; es ist unverbrennlich u unterhält das Verbrennen nicht; durch den elektr.  
44 Funken wird es nur wenig zersetzt, selbst wenn man O hinzumischt.

- 40

01 Durch Luft u Wärme wird es nicht zersetzt. Alle Metalle welche das (Wasser) leicht zer-  
02 legen oder auch zu Cl eine starke Verwandschaft haben, nehmen das Cl auf  
03 u hinterlassen das H. Bringt man in 1 t Hg abgesperrte Röhre erhitzt[es]  $H^2Cl^2$  u ent=  
04 hält K oder auch Zn oder Fe, ja selbst Sb, so entstehen #Chloride u die Hälfte  
05 des Gases bleibt an H zurück; nach der früheren sogenannten Salzsre Theorie  
06 konnte man diese Tatsache nicht anders erklären, als daß man annahm, es  
07 sei  $H^2Cl^2$  eigentlich ein gasförmiges Hydrat, die Salzsre enthalte ein At[om]  
08 (Wasser). Wenn nun 1 Met. t dem Gase in Berührung kommt, so wurde das (Wasser) blos  
09 zerlegt u es entstand ein (wasser)leeres salzsres Salz u das H des (Wassers) wurde abge=  
10 schieden. Alle Metalloyde zerlegen sich t der  $H^2Cl^2$  sre[, ] nur wenige  
11 machen eine Ausnahme, zb.  $SiO^3$  Wolfr.sre; selbst wenn die Oxide an O sren  
12 gebunden sind werden sie durch überschüssige Salzsre in Chloride verwandelt.  
13 Man kann jetzt folglich nicht mehr annehmen, daß die in (Wasser) gelösten Chloride  
14 durch das (Wasser) zerlegt werden in  $H^2Cl^2$  sre Metalloxyde.  
15 ~~Eig~~ Die sämtlichen Superox[yde] geben t  $H^2Cl^2$  ebenfalls Chloride, wenn sich über-  
16 haupt Chloride f diesem Wege bilden können; aber es entsteht ganz gar-  
17 nicht ein Superchlorid, sondern Chlorid u die natürl. Folge davon ist, daß die Hälfte der ver-  
18 brauchten Sre Chlor[ga]s frei wird; wenn das Superox[yd] die Hälfte seines Ox[y]dul [?] **Formel 13**  
19 enthält. Die Superoxide der Alkali u alkal. Erden verhalten sich anders, zb  
20  $BaO^2$ . Der überschüssige O muß nich Cl frei[setzen], sondern er tritt aus u  
21 so entsteht Wasserstoffsuperox[yd]. Kann sich ein Superchlorid bilden, zb.  
22 s  $Sb^2O^5$  so wird gar kein Cl frei, sondern lößt sich f zu Sb superchlorid, aber  
23 die Sb superchloride lassen allmählig Cl entweichen u verwandeln sich in ein  
24 niedriges Chlorid. Kohle u kohlehaltige Körper zersetzen den  $H^2Cl^2$  unter  
25 keinen Bedingungen, weil die Kohle weder zum H noch zum Cl eine starke  
26 Verwandschaft hat. Wenn aber das H durch O oxydirt werden kann, so muß Cl  
27 frei werden; zb. # Ordner[?] #<sup>550</sup> Die Chloride sind theils sehr flüchtig theils **Formel 14**  
28 sind sie auch fix, sie verhalten sich theils als Sren, theils als Basen u ver=  
29 binden sich t einander, zb.  $HgCl^2$   $NaCl^2$ ,  $SbCl^6NaCl^2$ , einige reagiren  
30 neutral, einige sauer. Organische Körper werden zuweilen zerstört  
31 vom salzsauren Gas mit Leichtigkeit oder auch erst langsam; immer aber in  
32 ganz anderer Weise als durch Cl; es findet durchaus keine Bleichung statt.  
33 Salzsäure flüssige, wäßrige Chlorwasserstoffsäure. Die selbe  
34 ist nichts anderes als eine (wäss)rige Lösung des Gases stärker oder schwächer. Die  
35 rohe käufliche Sre hat meistens ein Gew. v 1,118. Die officie. reine  
36 soll nach der preuß. Pharmac. ein spec. Gew. v 1,120 110 haben. Im Großen  
37 stellt man die Sre ebenso dar wie im Kleinen, durch Zersetzung des  $NaCl^2$  mit **Formel 15**  
38  $SO^3$ . Allein man weiß, daß wenn man blos das  $SO^3$ hydrat anwendet die vollständige  
39 Zerlegung des Salzes langsam ist, indem sich anfangs daraus[?]  $KO, 2SO^{3551}$  bildet; gegen  
40 das Ende muß man sehr stark erhitzen. Fügt man aber (Wasser) hinzu, so ist die Zer=  
41 setzung leichter, aber es wird am übergehen[den] (Wasser) ein Theil der Salzsre absorbiert u  
42 man erhält nur 1 Theil des  $H^2Cl^2$  in Gasform. Durch das heftige Erhitzen des

- 41

01  $NaO, 2SO^3$  t dem Kochsalz kann  $SO^2$  entwickelt werden, so wie auch durch die  $N^2O^3$

<sup>550</sup> An dieser Stelle könnte auf einen Ordner aus dem Praktikum verwiesen worden sein. Zeichen um den Begriff unbekannt.

<sup>551</sup> Schreibfehler, gemeint ist  $NaO, 2SO^3$ , das entspricht dem Natriumhydrogensulfat ( $NaHSO_4$ )

02 die in der gew.  $\text{SO}^3$  enthalten ist. Enthält die  $\text{SO}^3$  Se so wird das Se auch mit ver=  
 03 flüchtig u reduziert sich durch die  $\text{SO}^3$ <sup>[2]</sup> wieder. Eine As haltige  $\text{SO}^3$  liefert [-?][fehlt etwas]  
 04 entweicht[?] immer Chlorarsen u die Salzsre kann nie rein sein vom As. Im Großen  
 05 wird nun die Salzsre bereitet entweder s Glasretorden oder auch s gußeisernen Blasen  
 06 t aufgekitteten thönernen Holmen u t losen antubirten irdenen Flaschen.  $\text{NaCl}^2$   
 07 werde in der eisernen Blase erhitzt und in den Ballon schlägt man etwas (Wasser) vor;  
 08 man kann das  $\text{NaO} + \text{SO}^3$  s der irdenen Blase hervormeiseln; nimmt auch wohl  
 09 gußeiserne Röhren. Diese rohe Salzsre ist gewöhnlich stark rauchend, aber gelb=  
 10 gefärbt + mit verflüchtigtem Eisen; außerdem Alaunerde vom Kitt; sie enthält  
 11  $\text{SO}^3$  oder auch  $\text{SO}^2$ ; sie enthält manchmal freies Cl u meistens auch As. Organ.  
 12 Substanz ist gewöhnlich in Menge darin; wenn man die gemeine Sre t (Wasser) so weit  
 13 verdünnt, daß sie f die Stärke reduziert wird bei welcher sie ganz überdestillirt,  
 14 nemlich bis zu 1,104 spec. Gew. oder 16 At. (Wasser) u 1 At.  $\text{H}^2\text{Cl}^2$ , nun t  $\text{H}^2\text{S}$  behandelt  
 15 u dieselbe nun rectificirt, so erhält man die Sre ganz rein, aber sie hat immer  
 16 einen eigenthümlich merkwürdigen Geruch. Wahrscheinlich wird man am besten  
 17 thun sie über  $\text{NaCl}^2$ ,  $\text{CaCl}^2$  zu rectific. Sie kocht leichter u geht stärker  
 18 über. Man hat auch empfohlen die rohe Sre erst t Braunstein oder  $\text{FeS}$  zu behandeln  
 19 u sie zu rectificiren; oder sie t der doppelten Menge Vitrioloel zu ver=  
 20 mischen um das Gas szutreiben. Diese Methode hat [sich] aber [nach] Wackenroder nicht bewährt  
 21 u zu kostspielig gefunden. Man bekommt die Sre immer u sehr billig u chem.  
 22 rein f folgende Art. Man giebt in 1 kl. Retorde für den Lampenofen  
 23 73,3 Grmm  $\text{NaCl}^2 = 1$  at. sodann ein kaltes Gemisch v 122,6 engl.  $\text{SO}^3 = 2$  at.  
 24 u 33,6 (Wasser) = 3 at. Man schlägt eine Vorlage mit Sicherheitsroht vor u eine Glasflasche  
 25 t 70 Grmm (Wasser). Man stellt die Röhre nur 1 paar ''' unter Wasser; die Flasche wird  
 26 durch (Wasser) kühl gehalten. Die Destillation währt ungefähr 6 7 Stunden; man er=  
 27 hält dann in der Vorlage 36 Grmm Sre v 1,179 spec. Gew. welche bis [au]f ein wenig  $\text{SO}^3$   
 28 rein ist; in der Flasche erhält man 98 Grmm v 1,134 spec. Gew. Diese ist chem.  
 29 rein. Wenn man die Quantität 10 mal so groß nimmt, so erhält man 980 Grmm  
 30 reiner Sre, aber das Feuern t Kohlen muß sehr vorsichtig sein, weil die Masse  
 31 sehr stark [au]f schäumt. Man thut besser als dann nur 1 1/2 at  $\text{SO}^3$  zu nehmen; nemlich  
 32 920 Th. anstatt 1226. Es destillirt sich leichter u besser, aber die Menge der reinen  
 33 Salzsre vermindert sich um ein wenig; u wenn man nicht lange genug destillirt,  
 34 so ist die Sre auch etwas schwächer. Das Salz in der Retorde muß ebenso heraus  
 35 gebrochen werden wie bei der  $\text{N}^2\text{O}^5$  bemerkt wurde. Die Sre in der Vorlage muß  
 36 am Ende der Destillation etwas kochen, damit s derselben der Ueberschuß v  $\text{H}^2\text{Cl}^2$   
 37 fortgetrieben werde; zu dem verschlagenen Wasser. Diese so dargestellte  
 38 Sre kommt immer billiger als die käufliche; es wird nur äußerst wenig Kohle  
 39 verbraucht.  
 40 Prüfung. Eine vollkommen klare farblose Flüssigkt; die gem. Sre ist  
 41 gewöhnlich gelb, v Fe u Chlor oder organ. Substanz. Eine braune Färbung rührt  
 42 vom Angriff der Salzsre f das Lutum<sup>552</sup>; eine rothe Farbe vom Se.[vom] Se s der  $\text{SO}^3$   
 43 welches durch die  $\text{SO}^2$  reduziert wird; im concentr. Zustand raucht sie an der Luft  
 44 dh. es entwickelt sich Gas aus derselben u dieses condensirt das (Wasser) s der Luft.

**Zeichnung 10**

- 42

01 Die concentrirteste Sre v 1,200 = 6 aeq+ $\text{H}^2\text{Cl}^2$  kommt schon bei +60° in  
 02 volles Kochen; läßt man sie der Luft ggesetzt, so raucht sie solange bis der  
 03 Rückstand 12 aeq.+ $\text{H}^2\text{Cl}^2$  ist. Wird sie erhitzt so wird fortwährend  $\text{H}^2\text{Cl}^2$   
 04 entwickelt, neben wenig (Wasser); die Temptr. der Flüssigkt. nimmt fortwährend  
 05 zu bis sie 110° erreicht hat; diese Temptr ist nun constant, u die Sre  
 06 destillirt nun als ein Ganzes über; nemlich als 16 aeq+ $\text{H}^2\text{Cl}^2$ ; von dem spec.  
 07 Gew. 1,104. Wenn man eine noch schwächere Salzsre. erhitzt, so geht natürlich  
 08 Wasser fort, bis diese ungefähr die Stärke erreicht. Nach der preuß. Pharmac.

<sup>552</sup> Vgl. PIERER (1842), Bd 12, 746: "*Lutum (Chem.), Klebwerk für Destillationsapparate, s. unter Kitt; vom lat. Kot, Lehm*"

09 soll das spec. Gew. 1,110 1,20 sein. E  
 10 Nach Ed. Davy entspricht<sup>553</sup> 1,21 spec. Gew. der (wässrigen) Salzsäure 42,43 % H<sup>2</sup>Cl<sup>2</sup>  
 11 1,18 - - 36,36 -  
 12 1,15 - - 30,30 -  
 13 1,120 - - 24,24 -  
 14 1,110 - - 22,22  
 15 1,10 - - 20,20  
 16 1,09 - - 18,18  
 17 1,08 - - 16,16  
 18 1,07 - - 14,14  
 19 Man sieht also die offic. Säure soll 22 % H<sup>2</sup>Cl<sup>2</sup> enthalten; bei  
 20 der bloßen Rectifikation erhalten wir aber eine 1,14 spec. Gew. = 19 %. Man  
 21 muß also die rectificirte Säure immer noch nachsättigen mit H<sup>2</sup>Cl<sup>2</sup>. Die normale  
 22 Säure gefriert unter dem Festigungspunkt des Hg zu einer kristallinen Masse.  
 23 Wird die Säure etwa dem 6 fachen (Wasser) verdünnt und dann mit H<sup>2</sup>S behandelt, so darf  
 24 durchaus nicht die mindeste Trübung vom Auripigment<sup>554</sup> stattfinden, aber eine  
 25 weiße vom S. Der gelbe Niederschlag ist AsS[As<sup>2</sup>S<sup>3</sup>], der weiße ist S der mit dem H<sup>2</sup>S sich  
 26 abscheidet durch das Fe<sup>2</sup>Cl<sup>6</sup> oder SO<sup>2</sup>, oder auch vom Cl; man muß aber durch die  
 27 Säure einen Strom von H<sup>2</sup>S durchleiten; die verdünnte Flüssigkeit darf nicht  
 28 die mindeste Trübung mit BaCl<sup>2</sup> hervorbringen vom SO<sup>3</sup>; leitet man wenig  
 29 Cl gas hindurch und fügt nun denn BaCl<sup>2</sup> hinzu und entsteht nun erst BaOSO<sup>3</sup>,  
 30 so war SO<sup>2</sup> vorhanden. Eine stark verdünnte Indigolösung wird entfärbt  
 31 durch freies Cl; genauer aber ist die Benutzung von etwas met. Au's, welches  
 32 nun mit der Salzsäure erhitzt und hierauf die Flüssigkeit für Gold prüft; die  
 33 Säure mit überschüssigem Ammoniak versetzt muß völlig klar bleiben, auch  
 34 wenn man die Flüssigkeit längere Zeit stehen läßt; sollte die Säure gelb sein und  
 35 durch Ammoniak völlig entfärbt werden ohne alle Trübung zu geben, so  
 36 deutet diese Trübung für Cl. Die reine Salzsäure verdunstet in einem Uhr-  
 37 schälchen ohne allen Rückstand. Sie läßt sich in der Salzsäure nachweisen durch hinein-  
 38 leiten von SO<sup>2</sup>, es dürfen sich keine schwarzen Flocken zeigen. Will man für  
 39 Br prüfen, so muß man mit NaO neutralisieren, Cl durchleiten und nun  
 40 mit Aether schütteln, wie bei Salzlauge. Man kann die gewöhnliche gelbe  
 41 rohe Säure zu manchen pharmazeutischen Präparaten benutzen; z.B. zur Dar-  
 42 stellung der BaCl<sup>2</sup>; man verdünnt sie mit 6–8 Th. (Wasser) leitet H<sup>2</sup>S durch und läßt  
 43 sie in einer offenen Flasche stehen.

- 43

# 01 Verbindungen des Chlors mit Sauerstoff

02 Die erste Verbindung ist:  
 03 Überchlorsäure = Cl<sup>2</sup>O<sup>7</sup>. Diese Säure bildet sich wenn man in SO<sup>3</sup>+Aq  
 04 am besten in einer Schale und freier Luft, chloresures Kali einträgt  
 05 und immer nur kl. Mengen unter Umrühren bis das Salz sich flöst; die Flüssigkeit  
 06 färbt sich orangegelb und es bildet sich überchlorsäures Kali. Der chem.  
 07 Vorgang ist: #<sup>555</sup> Diese unterchlorsäure wird von manchen Chemikern nicht angenommen,  
 08 sondern als eine Verbindung von Chlorsäure + chloriger Säure betrachtet, also  
 09 = Cl<sup>2</sup>O<sup>3</sup>+Cl<sup>2</sup>O<sup>5</sup>. Es ist nicht wahrscheinlich daß bei dieser Zersetzung durch SO<sup>3</sup>  
 10 bloß unterchloride Säure abgeschieden wird, wenn man nun in der Schale die  
 11 Flüssigkeit ein wenig erwärmt, so verliert die Flüssigkeit die Farbe, es verflüchtigt  
 12 sich das Oxyd des Cl. Fügt man etwas (Wasser) hinzu, so kristallisiert sehr leicht überchlorsäures KO  
 13 und [--?--] KO<sub>2</sub>SO<sup>3</sup> bleibt auflöslich. Noch leichter erhält [man] das überchlorsäure KO, wenn  
 14 man Chlorsäures KO erhitzt bis es mäsig fließt und es entweicht O<sup>4</sup> und KCl<sup>2</sup> und über  
 15 chlorsäures KO bleiben. Man löst das Salz in (Wasser) auf und läßt das überchlorsäure KO kristallisieren;

**Formel 16**

**Formel 17**

<sup>553</sup> J. LIEBIG (1843), Bd 1, 242 verweist auch auf Humphry Davy (1778–1829) und gibt die selben Werte an.  
<sup>554</sup> Arsen-(III)-sulfid (As<sub>2</sub>S<sub>3</sub>), hier verwendet Wackenroder einen sehr altertümlichen Namen.  
<sup>555</sup> Hier könnte mit einem Zeichen (Hand mit Zeigefinger) auf die Formel am Rand verwiesen worden sein.

16 wird das  $\text{KO}, \text{Cl}^2\text{O}^7 + \text{SO}^3$  die zur Hälfte t Wasser verdünnt ist in einer Retorde  
 17 bei  $138^\circ$  erhitzt, so destillirt die  $\text{Cl}^2\text{O}^7$ , als Hydrat über.  
 18 Die  $\text{Cl}^2\text{O}^7$  ist farblos u geruchlos, rein sauer schmeckende Flüssigkt v 1,65 spec.  
 19 Gew. welche sich bei  $200^\circ\text{C}$  unverändert überdestilliren läßt; sie reagirt sehr  
 20 sauer u wirkt nicht bleichend, wird ~~u~~ zersetzt durch  $\text{N}^2\text{O}^4$  oder  $\text{SO}^2$  durch  $\text{H}^2\text{Cl}^2$   
 21 oder  $\text{H}^2\text{S}$ . Zn u Fe lößt sie f unter H Entwicklung. Aber organische Körper  
 22 werden davon sehr stark oxydirt; kommen ihre heißen Dämpfe t Papier zu=  
 23 sammen so entzündet sich das Papier. Versetzt man die conc.  $\text{Cl}^2\text{O}^7 + \text{aq}$  t  
 24 conc.  $\text{SO}^3$  so findet keine Zersetzung statt, aber erhitzt man das Gemisch, so wird  
 25 der Sre das (Wasser) entzogen; es wird also  $\text{SO}^3 + \text{aq}$  mit mehr (Wasser) gebildet u Cl + O entweichen, **Formel 18**  
 26 jedoch ein Th. der Ueberchlorsre gehr über. Dieses Hydrat kann auch xtallisiren  
 27 u schmilzt erst bei  $+45^\circ$ ; mit Aq erhitzt sie sich wie die (wasser)leere  $\text{SO}^3$ . Die  
 28  $\text{Cl}^2\text{O}^7$  bildet t den Salzbasen Salze welche selbst durch  $\text{SO}^3$  nicht leicht zerstört  
 29 werden. Die  $\text{Cl}^2\text{O}^7$  steht also an Stärke der  $\text{SO}^3$  gleich. Diese Salze verpuffen  
 30 f d K schwächer als die  $\text{Cl}^2\text{O}^7$  Salze.  
 31 Chlorsäure oder auch überoxydirte Salzsäure =  $\text{Cl}^2\text{O}^5$  stets in Ver=  
 32 bdg t (Wasser) oder mit Basen. Die  $\text{Cl}^2\text{O}^5$  bildet sich wenn das Cl f starke Salzbasen  
 33 einwirkt, Alkalim. u alkal. Erden; wenn (Wasser) zugegen ist u zwar wenig, ist viel  
 34 (Wasser) zugegen, so entsteht eine niedrigere Oxydationsstufe nehmlich die unterchlorige **Formel 19**  
 35 Sre. Bei der Bildung der  $\text{Cl}^2\text{O}^5$  findet folgender Vorgang statt. . . . . [Formel am Rand]  
 36 Wenn man f diese Weise  $\text{BaO}, \text{Cl}^2\text{O}^5$  macht, welche man durch xtallisation vom  $\text{BaCl}^2$   
 37 trennt u nun das Salz mit einer eben [au]sreichenden Menge v  $\text{SO}^3$  versetzt, ~~so entsteht~~  
 38 ~~K~~, u die Flüssigkt sehr gelinde abdampft, so hinterbleibt  $\text{Cl}^2\text{O}^5$  hydrat. **Formel 20**  
 39 Man kann das  $\text{KO}, \text{Cl}^2\text{O}^5$  durch Kieselflußsre zersetzen als Kalikiesel aber die  $\text{Cl}^2\text{O}^5$  wird [mit] viel (Wasser)  
 40 weniger rein.  
 41 Eigenschaften. Die  $\text{Cl}^2\text{O}^5$  ein farloses oelartiges Liquidum v 1,3 spec. Gew.  
 42 schmeckt sehr scharf sauer u t (Wasser) vermischt verliert sie ihren schwachen Geruch nach  
 43 Chlor,  $\text{Cl}^2\text{O}^5$  oder Unterchlorsre, sie röthet Lackmuspapier, aber das Papier wird nach  
 44 einiger Zeit entfärbt; die conc. Sre f Leinwand oder Papier getüpfelt kann nun  
 45 Entzündg bewirken. Sie läßt sich nicht abdestilliren sondern, sie zerlegt sich in (Wasser),

- 44

01 in Cl u O u in Ueberchlorsre; conc.  $\text{SO}^3$  zerlegt dieselbe t Heftigkt, besonders **Formel 21**  
 02 aber wird die Zersetzung bewirkt durch das Vitrioloel. Es wird der Sre das (Wasser) ent=  
 03 zogen u sie zerlegt sich in sogenannte Unterchlorsre u O. Sind aber verbrenn-  
 04 liche Körper zugegen, so bewirken diese eine Zersetzung der Unterchlorsre u die  
 05 Körper entzünden sich. Gerade dieselbe Zersetzung findet statt wenn man f  $\text{KO}, \text{Cl}^2\text{O}^5$   
 06 rauchende  $\text{SO}^3$  giebt; es findet eine sehr heftige Explosion statt; man hat von  
 07 dieser Eigenschaft die Theorie für die Anfertigung unser Schwefelsup[er]sre[?] <sup>556</sup> ab=  
 08 geleitet. Die  $\text{Cl}^2\text{O}^5$  oxydirt auch Alkohol u Aether überhaupt leicht verbrennliche **Formel 22**  
 09 Körper, theils schon in der Kälte, theils bei ganz geringer Erhitzung.  
 10 Die Sre wird sehr leicht zerlegt v  $\text{H}^2\text{Cl}^2$ , es entsteht (Wasser) u Cl wird frei; daher  
 11 wenn man  $\text{KO}, \text{Cl}^2\text{O}^5$  t Salzsre versetzt, so wird bei Concentration schon  $\text{Cl}^2$   
 12 daraus entwickelt; oder bei Verdünnung nur etwas erwärmt; ferner durch andere[?] Sre  
 13  $\text{H}^2\text{S}$  zerlegt zerlest[?],  $\text{P}^2\text{O}^2$ ,  $\text{SO}^2$ ,  $\text{N}^2\text{O}^4$  überhaupt durch leicht oxydirbare **Formel 23**  
 14 Körper; Cu u Hg werden davon oxydirt u fgelöst; im verdünnten Zustande  
 15 lößt aber die Sre Fe u Zn unter Entwicklung von H gas f. Die Sre bildet t den  
 16 Salzbasen Salze, welche sämmtlich sehr leicht löslich sind wie die  $\text{N}^2\text{O}^5$  salze u  
 17 die Salze der Alkalien [reagiren] mit verbrennlichen Körpern ungemein leicht u heftig;  
 18 es wird dabey immer  $\text{KCl}^2$  gebildet; einige verbrennlichen Körper explodiren damit  
 19 fs heftigste beim Schlag oder Stoß.  
 20 Chlorige Säure =  $\text{C}[\text{I}]^2\text{O}^3$  Wenn man KO auf chlorige  $\text{Cl}^2\text{O}^5$  einwirken  
 21 läßt, oder wenn man die  $\text{Cl}^2\text{O}^5$  mäßig desoxydirt, so entsteht nach Millon  
 22  $\text{C}[\text{I}]^2\text{O}^3$ . Man soll nach ihm 6 Th. conc.  $\text{N}^2\text{O}^5$ , 8 Th. (Wasser), 2 Th.  $\text{KO}, \text{Cl}^2\text{O}^7$  <sup>557</sup> u 2 Th.



23 Tr bis etwa 50°C. erhitzen in einem paßlich Apparate. Es entweicht die  
24  $\text{Cl}^2\text{O}^3$  als ein grünlich gelbes, die Augen u Nase heftig reizendes Gas.  
25 In der Kälte condens[ir]t sich das Gas leicht zu einer roth Flüssigt, aber schon bei  
26 +57° zersetzt sich das Gas unter schwachen Dedonationen. (Wasser) absorbirt etwa das  
27 6 fache Vol. zu einer grüngelben Flüssigt; das Gas bricht sehr stark; es soll  
28 die Metalle nicht oxydiren sgenommen Hg. Die (wäss)rige Lösung liefert t  
29 Cu, Zn u Pb chlorsaure Salze  $\text{CuO}+\text{Cl}^2\text{O}^5$  u Chloride, zugleich nach Millon.  
30 Salzbasen geben nur schwierig direct chlorigsre Salze.  $\text{N}^2\text{O}^5$  zersetzt die  $\text{Cl}^2\text{O}^3$   
31 salze, aber zerlegt die  $\text{Cl}^2\text{O}^3$  selbst nicht. Die Alkalisalze sind rothgefärbt  
32 u werden durch die  $\text{CO}^2$  zerlegt.  
33 Chlorige Chlorsäure. Wenn man  $\text{Cl}^2\text{O}^5$ , KO t verdünnter Salzsre behandelt,  
34 so erhält man bey einer gew. Concentrat. ein Gas, welches eine Zeitlang Per[?]=  
35 chlogas, u auch 3fach oxydirt Chlorum nannte; auch bey der Zersetzung  
36 der KO, $\text{Cl}^2\text{O}^5$  zur Aq+ $\text{SO}^3$  wird ein Oxyd des Cl's erhalten, welches man chlorige  
37 Chlorsäure nennen kann, oder auch unterchlorige Chlorsäure. Einige Chemiker  
38 glauben, daß man eine bestimmte Oxydationstufe des Cl. annehmen könne  
39 u müße, nemlich  $\text{Cl}^2\text{O}^4$ , welche nun -?-sicher[?] Unterchlorsre genannt wird.  
40 Allein diese Unterchlorsre liefert keine eigenthünlichen Salze, aber in einer  
41 gewissenn Art von Bleichsalzen ist, wenn man will, die Unterchlorsre enthalten.  
42 Man kann sie auch betrachten  $4 \text{Cl}^2\text{O}^4 = \text{Cl}^2\text{O} + 3 \text{Cl}^2\text{O}^5$ . Wir unter=

- 45

01 scheiden 2 Arten der Bleichsalze; die Einen sind  $\text{CaO}+\text{Cl}^2\text{O}$ ,  $\text{CaCl}^2$ .  
02 Die Anderen sind  $3(\text{KO}+\text{Cl}^2\text{O}^5)$ ,  $(\text{KO}+\text{Cl}^2\text{O}) = (4 \text{KO}+\text{ClO})$ .  
03 Die Unterchlorsre ist über diesem auch gar nicht frei v Cl leicht darzustellen.  
04 Unterchlorige Säure; sonst auch Chloroxydul genannt, oder auch chlorige  
05 Säure; Ehe man von der Existenz der chlorigen Sren unterrichtet war; jetzt hält  
06 man sich überzeugt, daß gerade diese Sre in den gewöhnlichen Bleichsalzen enthalten sei.  
07 Wenn man in einen Kolben t Cl gas hinein schüttet ein Uebermaß an  $\text{HgO}$  t  
08 hinlänglich (Wasser) u dann schüttelt, so entsteht Oxychlorid des Hg u die unterchlorige  
09 Sre bleibt im (Wasser) fgelöst. Wenn man die Flüssigt abfiltrirt, so enthält sie wenn  
10 genug Hg genommen war, so erhält man sie vom Hg ganz rein. Die Flüssigt  
11 läßt sich aber nicht verdampfen u concentr.; aber man kann, trockne  $\text{CaO}$ ,  $\text{N}^2\text{O}^5$  darin  
12 in Menge flösen u als dann entweicht die unterchlorige Sre als ein gelbes  
13 dem Chlor ähnlich erstickend riechendes Gas. Von den Sonnenstrahlen wird  
14 sie schnell zersetzt in O u Cl. Hg giebt damit Hg chlorür u  $\text{Hg}^2\text{O}$ . Hingegen  
15 Calomel wirkt darauf ein; sie wirkt sehr stark oxydir[en]d [au]f P, S u dergl.  
16 Organische Pigmente werden sehr schnell davon zerstört u gebleicht, sie ist das  
17 Wirksame in den gew. Bleichsalzen. 1 vol. (Wasser) absorbirt 10 vol. davon. Die  
18 Flüssigt ist farblos, bey Concentr. gelblich. Die (wäss)rige Flüssigt zersetzt sich  
19 bei Concentrat. schnell in  $\text{Cl}^2$  u  $\text{Cl}^2\text{O}^5$ . Die verdünnte hält sich unverändert  
20 Jahre lang. Die (wäss)rige Flüssigt giebt t Ag lösung u  $\text{Hg}^2\text{O}$  salzen Ndrschläge.  $\text{H}^2\text{S}$   
21 wird davon zerstört; metallisches Hg zersetzt diese Flüssigt; diese Sre kann man  
22 direct t Alkalien sättigen zu  $\text{Cl}^2\text{O}$  salzen.

**Formel 24**

**Formel 25**

23 Brom <sup>557</sup> =  $\text{Br}^2 = 1 \text{ aeq} = 2 \text{ vol.} = 97,8308$ . Spec. Gew. v 1 vol. = 5,3933  
24 Das Brom wurde in Meer(wasser) entdeckt, findet sich aber in den meisten natürlichen  
25 Salzwassern; in den deutschen Salzsoolen fast allenthalben, aber oft nur in  
26 äußerst geringer Menge; im (Wasser) des todten Meeres ist es sehr reichlich enthalten.  
27 Man nimmt an daß es in den Salzsoolen vorkommen als  $\text{MgBr}^2$ , weil nach der  
28 Ausscheidung des  $\text{NaCl}^2$  Alles Br in der Mutterlauge als  $\text{MgBr}^2$  angetroffen wird.  
29 Kleinere Mengen des Br lassen sich sehr genau abscheiden u bestimmen, wenn man  
30 1 Br haltige Mutterlauge t Cl behandelt, so lange nur bis das Bromid zer-

**Formel 26**

<sup>557</sup> PIERER (1851), Supplement Bd 1, 716 beschreibt Folgendes: „ Es wurde 1826 von Balard [(1802–1876)] entdeckt, findet sich neben Jod im Seewasser“.

31 legt ist; die Flüssigkt färbt sich gelb, so war nur einigermaßen Br zugegen,  
 32 zuweilen ist auch organ. Substanz Ursache der Färbung; \* wird der gelbe Aether mit Aether geschüttelt  
 33 t KO+aq geschüttelt, so bildet sich KBr<sup>2</sup> u KO,BrO<sup>2</sup>; trocknet man die Lauge  
 34 ein u erhitzt man sie, so bekommt lediglich KBr<sup>2</sup>. Dieses mit ungngefähr der  
 35 4 fachen Menge engl. SO<sup>3</sup> der doppelten Menge Braunstein u ebensoviel (Wasser), der  
 36 Destillation unterworfen, giebt nun das Br<sup>2</sup>. Im Großen gewinnt man  
 37 das Br<sup>2</sup> etwas anders. Die Mutterlauge kocht man t CaO u erhält also CaCl<sup>2</sup>  
 38 u CaBr<sup>2</sup>. Man kann nun die Mutterlauge zur Trockenheit bringen; jetzt  
 39 kann man das trockene Salz bloß t SO<sup>3</sup> der Destillation unterwerfen, wodurch  
 40 das Br reduziert wird, nicht das Cl<sup>2</sup>. Oder man fügt MnO<sup>2</sup> hinzu t SO<sup>3</sup>; nun  
 41 wird wenn die Menge des MnO<sup>2</sup> gering ist; vorzüglich nur das Br<sup>2</sup> reduziert  
 42 u es kann kein ClBr entstehen welches eine verminderte Ausbeute an  
 43 Br veranlassen würde. - Oder man destillirt das trockene Salz mit ein wenig

- 46

01 MnO<sup>2</sup> u Salzsre, es wird auch hier das Br durch das Cl [au]sgetrieben u abdestillirt.  
 02 Eigenschaften. Eine dunkelbraunrothe in dünnen Lagen auch durchsichtige  
 03 hyazintrothe tropfbare Flüssigkt v 2,98 spec. Gew. n[ach] Löwig<sup>558</sup>. Daher  
 04 wird auch das Br unter (Wasser) gewöhnlich fbewahrt; schon bei gewöhnlicher Temptr  
 05 ist es sehr flüchtig u bildet einen orangefarbenen Dampf. Man braucht  
 06 nur 1 Tropf des Br in eine große weiße Glasflasche zu bringen um den Dampf  
 07 leicht wahrzunehmen. Bei -20° ist das Br eine blättrige bleigraue zerreibliche  
 08 Masse; bei +45° kommt es in völliges Kochen<sup>559</sup>; es riecht sehr unangenehm  
 09 u ähnlich dem Cl<sup>2</sup>O<sup>5</sup>; reizt zum Husten, aber weniger als Cl, es schmeckt brennend  
 10 niedrig u ist giftig; es leitet die Electr[izität] nicht; es verhält sich gegen die  
 11 Elemente u Oxyde der Metalle ganz so wie das Cl; es wirkt nur weniger  
 12 energisch u kann daher sich auch nicht direct t dem H verbinden. 100 Th.  
 13 (Wasser) lösen 3 Th. flüss. Br auf zu einer gelben Flüssigkt; die Aqua bromata<sup>560</sup>  
 14 verhält sich im Ganzen so wie Aq. chloreta. Die Bromide verhalten sich  
 15 nemlich den Chloriden sehr ähnlich u in ihrer Löslichkt fast immer gleich.  
 16 Aq. bromata läßt sich lange unverändert fbewahren. Das (Wasser) verbindet sich zu  
 17 10 aq + Br<sup>2</sup> zu einem xstallisirenden Hydrat; die Pigmente werden  
 18 vom Br ebenso entfärbt wie vom Cl, aber immer schwächer; sgezeichnet  
 19 ist aber das Verhalten des Br<sup>2</sup> zum Amylum, welches damit direct eine  
 20 gelbe oder rothe Verbindung giebt. Diese Färbung ist aber äußerst  
 21 schwach im Verhältnis zu der blauen t Jd; kl. Mengen des Br<sup>2</sup> kann man  
 22 am besten entdecken in der von Wackenroder angeführten Reduktionsröhre.  
 23 Von Alkohol u Aether wird es t gelber Farbe fgelöst, aber allmähig wird  
 24 es von diesen beyden Flüssigkten gebunden zu Br<sup>2</sup>H<sup>2</sup> u die gelben Farben  
 25 verschwinden. Von der N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> wird das Br nur wenig bei gewöhnlicher Temperatur  
 26 oxydirt; von der unterchlorigen Sre wird es auch oxydirt u t dem Cl verbindet  
 27 es sich leicht zu Cl<sup>2</sup>Br<sup>2</sup> u wirkt dann nicht mehr auf Amylum. Uebrigens  
 28 gilt in Betreff der gelben Färbung Alles das was für das blaue Jd amyllum  
 29 anzuführen ist

**Zeichnung 11**

30 Bromwasserstoffsre = Br<sup>2</sup>H<sup>2</sup> = 1 aeq. = 4 vol. 2 vol. H = spec.  
 31 Gew. 0,1376 2 vol. Br = spec. Gew. = 10,7866 = 4 vol. H<sup>2</sup>Br<sup>2</sup> = 10,9242  
 32 daher 1 vol. H<sup>2</sup>Br<sup>2</sup> hat 1 spec. Gew. = 2,73105. Br u H verbinden sich direct  
 33 gar nicht nur lwenig bei langsamer Erhitzung; aber S Jd u PH<sup>2</sup> werden  
 34 von dem Br schnell zersetzt; übergießt man Br<sup>2</sup> t vielem (Wasser) u leitet H<sup>2</sup>S  
 35 hinein, so entsteht Br<sup>2</sup>H<sup>2</sup> in (Wasser) fgelöst. S scheidet sich ab. Wenn man nicht sehr  
 36 viel (Wasser) verwendet, so bildet sich ein rother Körper v SBr u [man] hat Verlust. Leitet  
 37 man nicht länger hinein als zur unvollkommenen Sättigung der Lsg erfordert wird,

**Formel 27**

<sup>558</sup> Carl Jakob Löwig (1803–1890) lebte in Kreuznach und untersuchte u. a. Brom, vgl. F. FERCHEL (1937), 321.

<sup>559</sup> Die heutigen Werte sind für den Schmelzpunkt: -8,3° C und für den Siedepunkt: 58,2° C.

<sup>560</sup> Bromwasser (Lösung von Br<sub>2</sub> in Wasser)

38 erhitzt nun die Flüssigkt, so geht das überschüssige  $\text{Br}^2$  weg u man hat eine  
39 farblose Flüssigkt v  $\text{H}^2\text{Br}^2$ . Wird  $\text{KBr}^2$  mit  $\text{H}^2\text{O} + \text{SO}^3$  übergossen, so  
40 entsteht  $\text{KO}, \text{SO}^3$  u  $\text{SO}^2$  während  $\text{Br}^2$  reduziert wird, nur wenig  $\text{H}^2\text{Br}^2$

- 47

01 entsteht, nimmt man verdünnte  $\text{SO}^3$  oder  $\text{P}^2\text{O}^5$  so erhält man etwas mehr  $\text{H}^2\text{Br}^2$   
02 aber der größte Theil des  $\text{Br}$  reduziert sich ebenfalls; man muß wenigstens  
03 16 Th. (Wasser) gegen 1 Th.  $\text{KBr}^2$  nehmen, um etwas  $\text{H}^2\text{Br}^2$  zu erhalten. Man kann den reinen  
04  $\text{H}^2\text{Br}^2$  nur erhalten, wenn man  $\text{PBr}^2$  t hinreichend (Wasser) übergießt, es entsteht  
05  $\text{P}^2\text{O}^5$  u  $\text{H}^2\text{Br}^2$  u dieses läßt sich ## nun über  $\text{Hg}$  ffangen. Dies ist ein  
06 farbloses sehr saures an der Luft stark rauchendes Gas, ganz ähnlich dem  $\text{H}^2\text{Cl}^2$ . (Wasser)  
07 absorbirt das Gas t Heftigkt u beß gehöriger Concentr. v 1,29 spec. Gew.  
08 Sie raucht stark an der Luft u zersetzt sich nicht; allein sie lößt sehr viel  $\text{Br}$  auf  
09 u wird gelb;  $\text{Cl}$  zerlegt die flüssige  $\text{Br}^2\text{H}^2$  u macht  $\text{Br}^2$  frei; mit  $\text{N}^2\text{O}^5$   
10 entsteht eine Art Königs(wasser). Eisen u  $\text{Zn}$  geben damit Bromide u  $\text{H}$  gas.  
11 Die Superoxyde geben freies  $\text{Br}^2$ . Die gasförmige  $\text{H}^2\text{Br}^2$  giebt t  $\text{PH}^2$   
12 eine eigenthümliche Verbindung.  
13 Bromsäure =  $\text{Br}^2\text{O}^5$  stets in Verbindung t (Wasser) oder t Basen, sie  
14 entsteht jedesmal wenn  $\text{Br}$  f Alkalien oder alkalische Erden einwirkt; in=  
15 dessen t  $\text{CaO}$  u  $\text{MgO}$  hydrat giebt das  $\text{Br}^2$  eine Art von Bleichsalzen u  
16 wahrscheinlich ist in diesen eine Bromige Sre oder unterbromige Sre.  
17 Man kann durch - das  $\text{Br}^2$ saure Kali trennen; nimmt man anstelle des  $\text{KO}$   
18  $\text{BaO}$ , so xstallisirt das  $\text{BaO}, \text{Br}^2\text{O}^5$  sehr leicht s; lößt man nun diesen in  
19 heißem (Wasser) f, u fügt gerade hinreichend  $\text{SO}^3$  zu, so bleibt die  $\text{Br}^2\text{O}^5$  in Lösung  
20 u kann durch Verdampfen concentrirt werden. Man kann übrigens auch das  $\text{Br}^2$  oxydiren  
21 durch unterchlorige Sre. Die  $\text{Br}^2\text{O}^5$  ist eine farblose syrupdicke Flüssigkt  
22 von sehr saurem Geschmack, aber ohne Geruch; bei der Destillation für sich zerfällt  
23 sie in  $\text{Br}^2$  u  $\text{O}^5$ ; mischt man sie t conc.  $\text{SO}^3$  so zersetzt sie sich, indem ihr das  
24 nöthige Hydrat(wasser) entzogen wird; sie wird sehr leicht von Allen  $\text{H}$  säuren zer=  
25 legt, aber auch die  $\text{SO}^3$ ,  $\text{P}^2\text{O}^5$  u alle Reducktionsmittel, wirken reduzierend  
26 darauf u scheiden  $\text{Br}^2$  ab. Die  $\text{Br}^2\text{O}^5$  liefert t den Basen Salze welche in ihrem  
27 Verhalten t den  $\text{Cl}^2\text{O}^5$  salzen die größte Aehnlichkt haben; namentlich verpuffen  
28 sie f der Kohle u geben für sich durch bloßes Glühen  $\text{O}$  [a]b u geben Bromide.  
29  $\text{BaO}, \text{Br}^2\text{O}^5$ ,  $\text{PbO}$  u  $\text{AgO}$  sind sehr schwer flösliche Salze.  
30 Jod <sup>561</sup> =  $\text{Jd}^2$  = 1 aeq. = 2 At. = 157,9502. 1 vol des Gases hat 1 spec. Gew.  
31 = 8,7011. Diese Elementarsubstanz findet sich als  $\text{KJd}^2$ ,  $\text{NaJd}^2$  in den See=  
32 gewächsenen, Fucusarten, im Badeschwamm u wahrscheinlich in vielen anderen Inchyten[?] <sup>562</sup>.  
33 Merkwürdig ist sein Vorkommen im Ol.[eum] Jecories aselli <sup>563</sup>. Im Meer(wasser) selbst hat  
34 man immer nur kl. Mengen v  $\text{Jd}$  entdeckt, so auch nur sehr wenig in den Salzsoolen  
35 außerdem nur sehr selten im eigentlichen Mineralreiche; man gewinnt das  $\text{Jd}$  nur  
36 s dem Kelp <sup>564</sup> oder Warenk, oder der Barilla welche eine Art von Pottasche ist, s den  
37 Seestrandflanzen u[nd au]s den Fucus u Arlgenarten; man bereitet den schlechtesten  
38 Kelp der am meisten  $\text{Jd}$  aber enthält in Schottland; der Kelp wird in (Wasser) auf=  
39 gelöst, + xstallisirt heraus  $\text{NaCl}^2$ ,  $\text{NaO}, \text{CO}^2$ ,  $\text{NaO}, \text{SO}^3$ ,  $\text{KCl}^2$ ,  $\text{CaO}, \text{SO}^3$  u  
40 in der Mutterlauge bleibt  $\text{NaJd}^2$ ,  $\text{NaS}$ , u kleine Antheile der übrigen Salze.

**Formel 28**

**Formel 29**

-48-

01 Die eingedampfte Mutterlauge wird t  $\text{SO}^3$  der Destillation unterworfen oder

<sup>561</sup> Vgl. L. GMELIN (1843) Bd I, 674–676, er verweist beim Jod auf verschiedene Veröffentlichungen Wackenroders, so dass man davon ausgehen kann, dass Wackenroder sich ausführlicher mit diesem Element beschäftigt hat.

<sup>562</sup> Text ist nicht eindeutig zu lesen, gemeint sind Lebewesen des Meeres.

<sup>563</sup> Lebertran

<sup>564</sup> PIERER (1842), Bd 11, 201: „Kelp (engl. Waarenk.), eine Asche aus dem Seetang gewonnen; enthält kohlenaures, vorzüglich aber iodinwasserstoffsäures Natron (s.d.); in England wird sie besonders zu Bereitung von feinem Glase benutzt.“

02 wenn man  $\text{MnO}^2$  zusetzt, so nimmt man ganz wenig davon, damit neben dem Jd  
 03 nicht auch das Cl reduziert<sup>565</sup> werde; denn sonst entsteht Cl<sub>2</sub>. Das Jd welches sich im  
 04 Halse der Retorde xstallinisch anlegt wird entweder t l wenig (Wasser) gewaschen  
 05 u f jeden Fall von Papier abgetrocknet. Bei unreinlicher Arbeit wird  
 06 wohl etwas  $\text{MnO}^2$  oder Fe t übergewaschen u solche kleine Unreinlichkeiten  
 07 sind keineswegs Verfälschungen. Man hat auch angegeben es würde das Jd  
 08 s der Mutterlauge als Cujodür niedergeschlagen; man nimmt 1 A[u]flsg v 1 G  
 09  $\text{CuO}, \text{SO}^3$  u 21/4 Th.  $\text{FeO}, \text{SO}^3$  u erhält damit einen weißen Ndrschlg, s welchem  
 10 man durch bloßes Erhitzen t  $\text{MnO}^2$  das Jd sscheiden kann. In den Fabriken  
 11 macht man schwerlich Gebrauch davon. Das Jd<sup>2</sup> wie wir es s den Fabriken er-  
 12 halten bildet eine schwarzgraue metallisch glänzende s größer[en] oder kleiner[en]  
 13 unvollständigen oder zerbrochenen blättrigen Xstallen bestehende Substanz.  
 14 Die Grundform der Xstallisation ist ein rhombischer Octaäder. Bei lang=  
 15 samem Erkalten xstallisirt das Jd<sup>2</sup>; vollkommene Xstalle sind aber schwierig  
 16 zu erhalten; am besten wenn man flüßige  $\text{Jd}^2\text{H}^2$  an der Luft sich langsam  
 17 zersetzen läßt, wegen des metallischen Aussehens, wird es oftmals verfälscht  
 18 mit Fe glimmer, t Graphit oder glänzender Reinkohle<sup>566</sup>. Nur in ganz dünnen Tafeln  
 19 ist das Jd<sup>2</sup> durchschimmernd; es ist sehr weich u kann zu P<sup>567</sup> zerrieben werden; leitet  
 20 die El. nicht. Das spec. Gew. = 4,948, es schmilzt bei 107°C. u erstarrt zu einer  
 21 xstallinisch blättrigen Masse; beß 175° - 180° kocht das Id<sup>2</sup> u verflüchtigt sich  
 22 in schönen dunkelvioletten Dämpfen, welche fast ganz undurchsichtig sind;<sup>568</sup>  
 23 wenn sie sehr stark u dick sind. Die Dämpfe geben 1 xstallinisches Sublimat. Das  
 24 Jd verflüchtigt sich auch bei gewöhnlicher Temperatur, besonders wenn es feucht ist.  
 25 Es riecht unangenehm eigenthümlich erstickend. Es schmeckt scharf herb u sehr  
 26 unangenehm u wirkt bekanntlich sehr heftig f den Körper; aber nur wenn es  
 27 in freiem Zustande sich befindet; besonders das reine Jd<sup>2</sup> wirkt f Alle Arten[?]  
 28 des paraechymatöse<sup>569</sup> Eingeweide ein, so wie auch f die Drüsen; es wirkt sehr  
 29 leicht giftig, aber mit Alkalien nicht so. Es lößt sich in etwa 7000 Th. (Wasser) auf  
 30 u bildet t dem (Wasser) kein eigentliches Hydrat. Die Flüssigkt ist schwach röthlich gelb,  
 31 u wirkt natürlich wie freies Jd<sup>2</sup>, im Lichte entfärbt sich allmählig das Jd(wasser), indem  
 32  $\text{H}^2\text{Jd}^2$  u Jd sre entsteht; aber in (wäss)rigen  $\text{H}^2\text{Jd}^2$  u Salmiakalsg, NaCl lösung,  
 33 in salpetersrem Ammoniak lößt sich das Jd in reichlicher Menge auf; besonders in der  
 34  $\text{H}^2\text{Jd}^2$  lößt es sich reichlich f u bildet 1 dunkelbraune Flüssigkt; daher wenn man  
 35 altes Jd(wasser) über Jd stehen läßt, so wird die Flüssigkt stark gefärbt u ent=  
 36 hält immer mehr als 1/7000 fgelößt; vom Aether u Alkohol wird es sehr reichlich  
 37 fgelößt; die Aflösg reagirt schwach sauer u ist keineswegs 1 reine Lösung sondern der  
 38 Alkohol u Aether werden etwas zersetzt u ähnlich wie durch  $\text{Cl}^2$  oder  $\text{Br}^2$ ; s concentr. Lösung  
 39 kann man durch (Wasser) das Jd<sup>2</sup> niederschlagen. Von dem 4 At. reines  $\text{N}^2\text{O}^5$  hydrat wird  
 40 das Jd oxydirt, auch vom Königs(wasser), aber nicht von der gewöhnlichen  $\text{N}^2\text{O}^5$  u Mineralsren  
 41 durch welche man das Jd<sup>2</sup> niederschlagen kann, s dem Grund, indem sich die Metalle t den  
 42 zugesetzten Sren verbinden u es wird nur sehr wenig oder gar kein  $\text{H}^2\text{Jd}^2$  gebildet.

- 49

01 Man kann das Jd durch jede Sre niederschlagen, es wird immer H frei oder es wird die zu-  
 02 gesetzte Sre zersetzt, zb  $\text{SO}^3$ ; es entsteht  $\text{SO}^2$  u nur etwas  $\text{H}^2\text{Jd}^2$  + freies Jd<sup>2</sup>. wenn das (Wasser)  
 03 zuviel ist, so wird natürlich kein Jd in Substanz gefällt, sondern bleibt fgelößt.  
 04 Von den ätzenden Alkalien wird es fgelößt sehr leicht; das Ammoniak liefert damit  
 05  $\text{H}^2\text{J}^2$  u  $\text{JdN}^{570}$ . Das JdN ist ein höchst explodirendes schwarzes Pulver; die fixen  
 06 Alkalien u alkalischen Erden lösen das Jd t Leichtigkt u jedesmal bildet sich

**Formel 30**

<sup>565</sup> Nach heutigem Verständnis müsste hier „oxidiert“ stehen.

<sup>566</sup> Wackenroder zeigt hier seinen Studenten, auf was sie bei künftigen Reinheitsprüfungen zu achten haben.

<sup>567</sup> Pulver

<sup>568</sup> Die heutigen Werte sind für die Dichte 4,932 g/cm<sup>3</sup>, den Fließpunkt 113,6° C und den Siedepunkt 182,8° C.

<sup>569</sup> Drüsensystem (Kropf etc.)

<sup>570</sup> Jodstickstoff ist eine explosive Verbindung mit der Formel  $\text{NJ}_3$ .

07 5 At Jodid gegen 1 At iodsaurer Salz. Die Flüssigkeit ist farblos, wenn aber ein  
08 Ueberschuß v Jd vorhanden ist, wird die Flüssigkeit gelb oder braun. Man  
09 kann annehmen es bildet sich hier eine Lösung v  $2 \text{ Jd}^2 + \text{JdK}^{571}$ . Oder man kann  
10 mit Einigen die Lösung von 1 bestimmten Concentrationsgrad betrachten, als  
11 übrigens kennt man auch 1 xstallische Verbindg v  $\text{KJd}^2 + \text{Jd}^2 + \text{Aq}$ .  
12 Das Jd zerstört alle Pflanzenpigmente, nur schwächer, als  $\text{Cl}^2$  u  $\text{Br}^2$ ; die (wässrige)  
13 Lösung bleicht nicht sehr ffallend, die org. N frei Substanzen werden v  $\text{Jd}^2$  braun gefärbt,  
14 auch die Haut u N haltige Körper erleiden eine ähnliche Färbg, es entsteht hier  
15 beß immer  $\text{H}^2\text{Jd}^2$ , weil v Amyl[um]<sup>572</sup> das Jd nicht abgeschieden wird. Das Amylum  
16 zeigt die höchst merkwürdige Eigenschaft eine blaue Verbdg zu bilden, als auch  
17 1 braunroth schwarze oder violett. Diese Farbe rührt aber immer von 1nem Ueber=  
18 schusse des Jd her. Amylum t  $\text{xJd}^2$ . Wenn die Menge des Amyl sehr groß ist  
19 gegen die des Jodes, so entsteht eine ganz farblose Verbindung, die blaue oder  
20 röthliche Farbe verschwindet ganz; in dieser farblosen Verbindung ist das Jd  
21 als  $\text{H}^2\text{Jd}^2$  enthalten, denn Alle Substanzen welche das Jd s der  $\text{H}^2\text{Jd}^2$  u dem Jodid  
22 reduzieren, reduzieren auch hier das Jd u färben das weiße Jd amylmul wieder  
23 blau.<sup>573</sup> Einige flüchtige Oele namentlich Terpentinoel werden von dem Jd mit  
24 Heftigkeit zersetzt u es entsteht auch wahrscheinlich  $\text{H}^2\text{Jd}^2$ ; namentlich wird  
25 Terpentinoel t etwas Jd /vermischt zersetzt, wobei eine kl. Explosion stattfindet.  
26 Nur t recht trockenem Jd erfolgt die Verbindung; ganz kl. Mengen v Jd kann  
27 man in der Reduktionsasche entdecken; man muß aber in die Röhre 1 wenig  
28  $\text{CO}^2$  Salz bringen, weil die schwarzen Jd dämpfe sonst nicht in die Höhe kommen.  
29 Das Jd verbindet sich t den meisten metallischen u nichtmetallischen Elementen.  
30 Es ist die Verwandtschaft weniger stark als bei  $\text{Cl}^2$  u  $\text{Br}^2$ . Das  $\text{Jd}^2$  nähert sich  
31 in dieser Hinsicht dem S u liefert gleich diesem vielfach doppeljodide Verbindungen.  
32 Bei der Prüfung des  $\text{Jd}^2$  hat [man] die Trockenheit desselben zu berücksichtigen, völlige  
33 Verflüchtigung in der Glasröhre, voll in in Alkohol u KO löslich. Verfälschungen  
34 (oder) Verunreinigungen,  $\text{Fe}^2\text{O}^3$ ,  $\text{MnO}$ , Sand, Reinkohle oder Graphit sind leicht zu be-  
35 merken, anhängendes  $\text{Cl}^2$  kommt nicht leicht vor, weil es verdunstet, sonst braucht  
36 man nur das Jd t (Wasser) zu waschen u dieses (Wasser) t Ag lösg f  $\text{Cl}^2$  zu untersuchen.  
37 Jodtinctur: sie wird bereitet durch einfaches Auflösen des Jds in Alkohol;  
38 man muß diese Lösung in Gläsern t Glasstöpseln fbewahren u die T[inck]tr t reinem ge=  
39 hörig starkem Alkohol bereiten. Eine allzu altgewordene Tin[ck]t[u]r könnte vielleicht  
40 in seiner Mischung etwas geändert sein; übrigens verhält sich [anders] im Geruch u Ge=  
41 schmack, in Reaktionen nicht [anders] merklich einer mehrere Jahre altgewordenen als  
42 eine frische; übrigens ist das Jd im Alkohol nicht bloß wie im (Wasser) aufgelöst,

**Formel 31**

- 50

01 u ohne Zweifel ist etwas Jod nothig t darin. Die Jdtinctur giebt t wenig  
02 (Wasser) vermischt, 1 Ndrschlg v Jd. Mit einer reichlichen Menge v Wasser be-  
03 kommt man eine klare reine Auflösung von eigenthümlichen Geruch.  
04 Das Lugoli[s]che Mittel<sup>574</sup> ist eine Lösung v Jd in Kochsalzlösung Lösung, das  
05 Jd lößt sich im  $\text{NaCl}^2$  reichlicher f, als im Wasser u diese Flüssigkeit wirkt  
06 ungemein energisch f den Organismus. Läßt man die Flüssigkeit längere  
07 Zeit [stehen], so verliert sie die braune Farbe u wird farblos; sie enthält alsdann  
08  $\text{H}^2\text{Jd}^2$ , färbt also für sich das Amylum nicht, sondern erst f Zusatz von  $\text{N}^2\text{O}^5$   
09 Jodwasserstoffsäure = Hydriodsaure =  $\text{H}^2\text{Jd}^2 = 2 \text{ At} = 1 \text{ aeq.} = 4 \text{ vol}$   
10  $\text{H}^2\text{Jd}^2$  haben 1 spec. Gew. 0,1376 Diese geben 4 vol.  $\text{H}^2\text{Jd}^2$   
11  $\text{Jd}^2/4 \text{ vol.}$  17,4022 1 vol. 4,3849  
12 17,5398

**Formel 32**

<sup>571</sup> Die „2“ ist nicht eindeutig geschrieben und anstelle von  $\text{JdK}$  müsste hier  $\text{Jd}^2\text{K}$  stehen, gemeint ist  $\text{KJ}_3$ .  
<sup>572</sup> Amylum = Stärke  
<sup>573</sup> Hier handelt es sich um die Reaktion, die heute noch beim Jod-Stärke-Papier in der Analyse genutzt wird.  
<sup>574</sup> Entspricht heute der „Lugol-Lösung“, benannt nach dem frz. Arzt Jean Georges Antoine Lugol (1786–1851), heute richtig bezeichnet als „Jod-Jodkalium-Lösung“.

13 Die  $\text{H}^2\text{Jd}^2$  besteht s dem leichtesten u schwersten der bekannten Gasarten  
 14 u darum enthält sie noch nicht 1% H. Man kann das  $\text{Jd}^2$  t dem H direct  
 15 gar nicht verbinden, nur wenn H in Entwicklungsmomente t  $\text{Jd}^2$  zu=  
 16 sammen kommen, so daß der t dem H verbundene O zugleich complet gebunden  
 17 wird, so bildet sich der  $\text{H}^2\text{Jd}^2$ . Am besten schmilzt man 9 Th.  $\text{Jd}$  u 1 Th. P zu-  
 18 sammen vorsichtig, man bekommt  $\text{PJd}^2$ ; diesen schüttet man in 1 Glasröhre u  
 19 drückt darauf angefeuchtetes Glaspulver u erhitzt nun den  $\text{PJd}^2$  ganz schwach.  
 20 Nun entsteht Hydrat der  $\text{P}^2\text{O}^3$  u 3  $\text{H}^2\text{J}^2$  gehen fort; man muß das  
 21 Gas in einem trocknen Cylinder ffangen, weil es am (Wasser) absorbirt u am Hg  
 22 zersetzt wird. Auch wenn man 1 concentr Lösg u unterphosphorige Sre  
 23 mit einem gleichen [Theil]  $\text{Jd}^2$  schwach erhitzt, so wird das (Wasser) ebenso zerlegt. In kleiner  
 24 Menge bildet sich auch  $\text{H}^2\text{Jd}^2$  wenn man  $\text{Jd}^2 + \text{SO}^2, \text{N}^2\text{O}^3, \text{ZnCu}^2$  u noch  
 25 leicht oxydirbaren Körper behandelt; Aber wenn man Jodid, zb  $\text{KJd}^2$   
 26 mit conc.  $\text{SO}^3$  oder  $\text{P}^2\text{O}^5$  übergießt, es wird immer u jedesmal 1 großer Theil  
 27 des Jodes reduziert; es ist daher nicht möglich, auf dieselbe Weise wie  
 28 dem  $\text{H}^2\text{Cl}^2$ , den/  $\text{H}^2\text{Jd}^2$  darzustellen. Man gewinnt aber die  $\text{H}^2\text{Jd}^2$  sehr leicht  
 29 u in Menge, wenn man  $\text{H}^2\text{S}$  sowie auch  $\text{H}^2\text{Se}$ , oder  $3\text{HN}$  mit dem  
 30 freien  $\text{Jd}^2$  in Verbindung bringt; der H wird vom  $\text{Jd}$  sehr schnell u  
 31 leicht aufgenommen; erhält ihn aber nicht rein, t Hülfe vom (Wasser) aber in dem  
 32 (Wasser) fgelöst.  
 33 Eigenschaften. Der  $\text{H}^2\text{Jd}^2$  ist ein farbloses Gas; es riecht u schmeckt auch  
 34 sauer, raucht an der Luft sehr stark; röthet Lackmuspapier stark, ist  
 35 weder entzündlich, noch unterhält es das Verbrennen; wird es durch eine  
 36 erhitzte Glasröhre getrieben, so zerlegt es sich in seine Bestandtheile.  
 37 Mit O gas erhitzt zerlegt es sich vollständig in (Wasser) u  $\text{Jd}^2$ ; alle oxydirenden  
 38 Substanzen, wie  $\text{N}^2\text{O}^5, \text{SO}^3, \text{Jd}^2\text{O}^5, \text{Cl}^2\text{O}, \text{Fe}^2\text{O}^3$  salze selbst  $\text{N}^2\text{O}^3$ , scheiden  
 39 s dem  $\text{H}^2\text{Jd}^2$  den H schnell ab zu (Wasser).  $\text{Cl}^2$  u  $\text{Br}^2$  nehmen das H sehr schnell  
 40 daraus fort u bei Ueberschuß entsteht  $\text{Cl}$  oder  $\text{Br}^2\text{J}^2$ , die meisten Me=  
 41 talle nehmen das  $\text{Jd}$  f u scheiden den H ab, selbst das Hg bildet  $\text{JdHg}$  wie  $\text{HgS}$ .  
 42 Bei Gegenwart v (Wasser) ist die sre Wirkung natürlich schwächer.

- 51

01 Metalloxyde geben wie t den übrigen H säuren Haloidsalze u (Wasser) Da die  
 02 meisten Jodide in (Wasser) unlöslich sind, gerade wie die meisten Sulfide, so be-  
 03 kommt man t der (wässrigen) Lösung häufig Ndrschläge. Mit  $\text{H}^2[1?]\text{P}1$  giebt der  
 04  $\text{H}^2\text{Jd}^2$  eine xstallisirbar u sublimirbare Verbindung eigenthümlicher  
 05 Art. Der  $\text{H}^2\text{Jd}^2$  verhält sich also ganz wie eine H Säure, vom (Wasser) wird  
 06 derselbe noch stärker als das  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  absorbirt u diese Lösung ist die gewöhnliche  
 07 flüßige  $\text{H}^2\text{Jd}^2$  säure. Man bereitet sie sehr leicht wenn man  $\text{Jd}^2$  in (Wasser) so sus-  
 08 pendirt u  $\text{H}^2\text{S}$  durchleitet, es entsteht  $\text{H}^2\text{Jd}^2$  u S scheidet sich ab. Ist  
 09 die Flüssigkt völlig farblos, so filtrirt man. Den Ueberschuß an  $\text{H}^2\text{S}$   
 10 kann man durch Erhitzen verflüchtigen, denn wenn hinreichend (Wasser) zugegen ist, so  
 11 wird kein  $\text{H}^2\text{Jd}^2$  entweichen können, da es eine so große Anziehung zum  
 12 (Wasser) hat. Der niederfallende S verbindet sich mit dem überschüssigen  $\text{Jd}^2$  sehr  
 13 leicht zu  $\text{Jd}^2\text{S}$ ; wenn man den  $\text{Jd}^2\text{S}$  längere Zeit t dem  $\text{H}^2\text{Jd}^2 + \text{aq}$  liegen  
 14 läßt, so löst sich allmählig der  $\text{Jd}^2$  auf u so ziemlich rein kann man das  $\text{Jd}$   
 15 in Auflösung bringen; man~~ht~~ macht daher auch zweckmäßig zuerst eine  
 16 verdünnte  $\text{H}^2\text{Jd}^2$  schüttelt diese t  $\text{Jd}$  u läßt wieder  $\text{H}^2\text{S}$  durchstreichen. Eine  
 17 - Lösg des  $\text{Jd}^2$  t  $\text{H}^2\text{S}$  zu behandeln ist kein genügender Vorschlag gewesen,  
 18 weil ein KohlenH[wasserstoff]verbindung in der  $\text{Jd}$  tincktur enthalten ist.  
 19 Eigenschaften. Sie ist eine farblose Lösung die man durch Abdampfen bis zu 1,70 spec.  
 20 Gew. concentr. kann unter Entweichung v  $\text{H}^2\text{Jd}^2$ ; bei dieser Concentrt kocht  
 21 die Flüssigkt bei  $120^\circ - 128^\circ$  u destillirt über<sup>575</sup>; sie raucht an der Luft u schmeckt  
 22 sehr sauer, t (Wasser) verdünnt erleidet sie an der Luft eine Zersetzung ganz/wie  $\text{H}^2\text{S}$ .

<sup>575</sup>Bei der Jodwasserstoffsäure mit der Dichte von  $1,70 \text{ g/cm}^3$  handelt es sich um das azeotrope Gemisch bei ca. 57 %.

23 Das H verwandelt sich in (Wasser) u das freiwerdende Jd lößt sich t gelber u später  
24 t dunkelbrauner Farbe; bei gehöriger Concentrt xstallisirt das Jd heraus.  
25 Gegen die Metalloxyde verhält sie sich wie eine H säure.  
26 Ueberjodsäure =  $\text{Jd}^2\text{O}^7$ . Wenn man jodsrs NaO t NaO vermischt  
27 u nun Cl durch die Lösung streichen läßt, so xstallisirt bei gehöriger Stärke  
28 das Ueberjodsre NaO heraus; man lößt dieses Salz im verdünnten  $\text{N}^2\text{O}^5$  f u  
29 fügt  $\text{AgO}, \text{N}^2\text{O}^5$ , man erhält einen Ndschlg v überjodsr  $\text{AgO}$ ; wird dieses  
30 in heißem conc.  $\text{N}^2\text{O}^5$  fgelöst, so xstallisirt  $\text{Jd}^2\text{O}^7$  heraus; sie ist (wasser)haltig  
31 bleibt an trockener Luft unverändert; durch Erhitzen zerlegt sie sich in Jd u O  
32  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  entwickelt dar[au]s Cl u giebt Jdsäure; organische Körper werden davon  
33 leicht zerstört; sie bildet t den Salzbasen noch wenig bekannte Salze u  
34 ist im (Wasser) u Alkohol leicht löslich.  
35 Jodsäure =  $\text{Jd}^2\text{O}^5$ ,<sup>576</sup> wird Jd in reinem 4 ato.  $\text{N}^2\text{O}^5$  hydrat erhitzt in  
36 einer Retorde, so bleibt eine farblose Flüssigkt zurück im  $\text{N}^2\text{O}^5$  u Jd sre  
37 s welcher die  $\text{Jd}^2\text{O}^5$  xstallisirt; man erhält etwas mehr als das angewendete  
38 Jd beträgt, an Sre. Die  $\text{Jd}^2\text{O}^5$  entsteht jedesmal, wenn Jd in kaustisch Alkali  
39 oder BaO flößt; man kann das jodsaure Salz durch Xstallisation trennen; oder  
40 man kann durch Alkohol das Salz geradezu niederschlagen; wendet man BaO

**Formel 33**

**Formel 34**

- 52

01 an, so schlägt sich  $\text{BaO}, \text{Jd}^2\text{O}^5$  von selbst nieder; merkwürdig ist aber da[s] auch das  
02 HgO hier so wirkt. Wenn man Jd u (Wasser) längere Zeit dem Sonnenlichte ssetzt  
03 ehe daß freies  $\text{Jd}^2$  zugegen ist, so wird die Flüssigkt farblos. Diese flüßig-  
04 keit enthält 5  $\text{H}^2\text{Jd}^2$  u  $\text{Jd}^2\text{O}^5$ . Behandelt man  $\text{KO}, \text{Cl}^2\text{O}^5$  mit verdünnter Salzsre,  
05 so entweicht chlorige Chlorsre; leitet man dieses Gas f  $\text{Jd}^2$ , so wird das  $\text{Jd}^2$  zu  
06  $\text{Jd}^2\text{O}^5$  oxydirt. Am besten ist es  $\text{NaO}, \text{Jd}^2\text{O}^5$ , oder  $\text{BaO}, [\text{Jd}^2\text{O}^5]$  durch  $\text{SO}^3$  zu zerlegen,  
07 um die Sre zu isoliren; man bereitet die Salze am leichtesten, wenn man  
08 1 Th.  $\text{Jd}^2$  + 8 Th. (Wasser) übergießt u  $\text{Cl}^2$  hineinleitet, es entsteht eine braungelbe  
09 Flüssigkt,  $\text{Cl}^2\text{Jd}^2$  vermischt man diese t NaO, oder  $\text{BaO} + \text{CO}^2$ , man erhält  
10 nun  $\text{NaCl}^2$  oder  $\text{BaCl}^2$  u  $\text{BaO}, \text{Jd}^2\text{O}^5$  ober  $\text{NaO}, \text{Jd}^2\text{O}^5$ ; man kann durch Abdampfen  
11 das  $\text{Jd}^2\text{O}^5$  salz vom  $\text{NaCl}^2$  trennen. Wenn man 9 Th.  $\text{BaO}, \text{Jd}^2\text{O}^5$ , 2 Th. engl.  $\text{SO}^3$   
12 u 12 Th. (Wasser) 1/2 Stunde kocht u nun die Flüssigkt verdampft, so xstallisirt  $\text{Jd}^2\text{O}^5$ .  
13 Oder 1 Th.  $\text{NaO}, \text{Jd}^2\text{O}^5$  wird in 4 Th engl.  $\text{SO}^3$  u 4 Th (Wasser) fgelöst in der Siedehitze,  
14 beim Erkalten xstallisirt die  $\text{Jd}^2\text{O}^5$  s u wird f einem Ziegelsteine getrocknet.  
15 Die  $\text{Jd}^2\text{O}^5$  ist entweder 1 (wasser)leere xstallinische Substanz oder sie bildet (wasser)haltige  
16 6seitige Tafeln; sie ist geruchlos schmeckt aber scharf sauer u hat 1 spec. Gew.  
17 v etwa 2<sup>577</sup>; an feuchter Luft nimmt sie (Wasser) f, beim Erhitzen schmilzt sie u zer-  
18 fällt in ihre Bestandtheile, mit leicht verbrennlichen Körpern detonirt  
19 sie; in (Wasser) sehr leicht, in Alkohol wenig löslich, sie röthet Lackmus u,  
20 bleicht es, organische Stoffe in Berührung gebracht, werden davon zersetzt,  
21 merkwürdig aber ist in dieser Hinsicht das Morphem<sup>578</sup>. Alle Metalle selbst  
22 Au u Pt werden oxydirt;<sup>579</sup> mäßig starke  $\text{N}^2\text{O}^5$  oder  $\text{SO}^3$  lösen die  $\text{Jd}^2\text{O}^5$  unver-  
23 ändert f zu einer Doppelsre s welcher durch mehr (Wasser) die  $\text{Jd}^2\text{O}^5$  abgeschieden wird.  
24 Die  $\text{SO}^2$  u  $\text{Sb}^2\text{O}^3$  +  $\text{P}^2\text{O}^3$  reduzieren die  $\text{Jd}^2\text{O}^5$  sehr leicht, es entsteht  $\text{SO}^3$  u  
25  $\text{Jd}^2$  wird frei; sie wird von Allen H säuren zersetzt, so auch sehr leicht von  
26 der  $\text{H}^2\text{Jd}^2$ , wenn man daher ein Gemisch v  $\text{KJd}^2$  u  $\text{KO}, \text{J}^2\text{O}^5$  nur t einer  
27 schwachen Sre versetzt, zb Ä, so wird  $\text{Jd}^2$  reduziert u färbt Amyl. blau,  
28 selbst in ihren Salzen wird sie durch  $\text{H}^2\text{S}$  zerlegt; der  $\text{H}^2\text{S}$  wird aber nicht

**Formel 35**

<sup>576</sup> Wackenroder hat auch hierüber veröffentlicht, vgl. dazu L. GMELIN (1843) Bd I, 685.

<sup>577</sup> Heutiger Wert der  $\text{HJO}_3$  ist  $1,95 \text{ g/cm}^3$ .

<sup>578</sup> Durch Friedrich Sertürner (1783–1841) entdecktes Alkaloid, das sich nicht so leicht oxidieren lässt, Gmelin verweist auf L. Thompson ohne Literaturangabe, vgl. L. GMELIN (1843), Bd 1, 684. Liebig bemerkt über eine 1/1000 kalte Morphin-Lösung: „Jodsäure färbt sie gelb,“, vgl. J. LIEBIG (1843), Bd 2, 1193, eine Reaktion auf die Wackenroder hier wohl verweist.

<sup>579</sup> Diese Behauptung war seinerzeit umstritten, L. GMELIN (1843), Bd 1, 684 schreibt: „Die von H. Davy behauptete Oxydation des Goldes und Platin wird von Connell und Serullas bestritten.“

29 so ganz genau zerlegt, sondern der S oxydirt +- u es entstehen  $\text{KJd}^2$ ,  $\text{Jd}^2\text{O}^5$   
 30  $\text{KO}$ ,  $\text{SO}^3$ . Die  $\text{Jd}^2\text{O}^5$  bildet sehr leicht u meistens unlösliche Salze u merk=  
 31 würdiger Weise 2 Reihen t 1 o[der] 2 at Basis.  
 32 Jodige Säure oder unterjodige =  $\text{Jd}^2\text{O}$ , diese noch problematische Sre soll  
 33 entstehen, wenn man Jd gas über glühend BaO oder CaO leidet, ebenso wenn  
 34 man  $\text{NaO}$ ,  $\text{Jd}^2\text{O}^5$  nicht so stark glüht, daß es Allen O verliert; wird Jd im  
 35 Ueberschuß in KO oder  $\text{Na}[\text{O}]$  fgelöst, so xstallisirt bei einer gewissen Concentr.  
 36 ein braungefärbtes Salz heraus, dieses ist nun entweder jodigsres KO, oder NaO  
 37 oder  $\text{KJd}^2$  t  $\text{Jd}^2\text{O}^5$ , KO. Bevor man nicht die jodige Sre isolirt, oder nicht  
 38 ganz entschieden Salze derselben dargestellt hat, kann man sie nicht annehmen.  
 39 Fluor  $\text{F}^2 = 2 \text{ At} = 1 \text{ aeq} = 23,380$  Das  $\text{F}^2$  ist das hypothetische Radikal  
 40 der  $\text{H}^2\text{F}^2$ , wir kennen es für sich nicht, in der Natur kommt dasselbe nur  
 41 als  $\text{CaF}^2$  vor; im Mineralreich u im Thierreiche u Pflanzenreich hat man das  
 42  $\text{CaF}^2$  bis jetzt noch nicht entdecken können, obwohl es ohne Zweifel

**Formel 36**

- 53

01 darin vorkommt; wir kennen viel Fluoride der Metalle u von den Nichtmetallen  
 02 nur genau  $\text{H}^2\text{F}^2$  u  $\text{SiO}$ ,  $\text{F}^2$ ; und Fluorbor; S u P können noch rauchende  
 03 Flüssigkeiten damit geben, die noch wenig untersucht sind; das  $\text{F}^2$  verhält  
 04 sich in Allem sren Verbindungen ganz so wie die Halogene.  
 05 Fluorwasserstoffsäure =  $\text{H}^2\text{F}^2$ , wenn man sehr [r]eines gepulvertes  $\text{CaF}^2$   
 06 t der doppelten Menge conctr.  $\text{SO}^3$  übergießt u f einer Retorde v Blei  
 07 t bleierner Vorlage erhitzt; die übergiehende  $\text{H}^2\text{F}^2$  condensirt sich zu einer tropf=  
 08 baren Flüssigkeit die man in Blei oder Silber oder Pt fhebt; das Einathmen ist sehr  
 09 gefährlich; man kann sich 1 (wäss)rige Sre ziemlich leicht bereiten, wenn man  
 10  $\text{CaF}^2$  u  $\text{SO}^3$  in eine bleierne Flasche giebt die ein fgeschraubtes Bleirohr  
 11 enthält; dieses wird in einen Platintiegel gesteckt, worin sich etwas (Wasser) be-  
 12 findet, den Tiegel in (Wasser) zum Abkühlen gestellt. Die  $\text{H}^2\text{F}^2$  in reinem Zustande  
 13 ist eine farblose Flüssigkeit, die aber schon bei  $+15^\circ$  gasförmig wird.  
 14 Bei einer Kälte von  $-20^\circ$  wird sie fest<sup>580</sup>; spec. Gew. 1,06; sie ver=  
 15 dampft an der Luft sehr rasch u die Dämpfe sind höchst schädlich. Die  
 16 concentrirte (wäss)rige Lösung hat 1 spec. Gew. v 1,25. Sie kann f keine Weisen zerlegt  
 17 u zersetzt werden, niedersten t conctr  $\text{N}^2\text{O}^5$  gemischt vermag sie das Si fzulösen  
 18 wahrscheinlich wird in diesem Fall etwas  $\text{H}^2\text{F}^2$  zersetzt, so daß eine Art  
 19 von Königs(wasser) entsteht; einige Metalle zerlegen die Flußsre unter  
 20 Bildung von Fluoriden, zB.  $\text{SnF}^2$  unter Entwicklung von H gas. Die Metall-  
 21 oxyde werden sämmtlich von der  $\text{H}^2\text{F}^2$  fgelöst, u es entstehen Fluoride  
 22 neben (Wasser). Selbst die in Sren unlöslichen Erden u Metalloxide werden  
 23 von der  $\text{H}^2\text{F}^2$  fgelöst zb.  $\text{WO}^3$  giebt  $\text{WF}^6 + \text{H}^2\text{O}$ , die sich sonst in keiner Sre  
 24 flößt. Am sgezeichneten ist aber die Löslichkeit der  $\text{SiO}^3$  in  $\text{H}^2\text{F}^2$ ; es entsteht  
 25  $\text{SiF}^6 + 3\text{H}^2\text{O}$ ; gleich wie manche Chloride so Fluoride flüßig u leicht flüchtig  
 26 sind, so ist das  $\text{SiF}^6$  gasförmig bei gewöhnlicher Temperatur; Alle  $\text{SiO}^3$  haltigen  
 27 Verbindungen zb. das Glas werden daher von der  $\text{H}^2\text{F}^2$  fgelöst u zersetzt. Mit  $6\text{H}[\text{N}]$   
 28 verbindet sich  $\text{H}^2\text{F}^2$  zu  $\text{F}^2$  ammonium, ein dem Salmiak ganz ähnlichem Salze.

**Formel 37****Zeichnung 12****Formel 38**

29 Schwefel = S = 1 aeq = 1 At = 2/6 val = 20,1165 1 vol Gas = spec. Gew.  
 30 6,654 2/6 vol. = 2,2180. Man sieht diese 2/6 zuweilen auch als 1/6 an, aber  
 31 wenn man das aeq. vol. der  $\text{SO}^2$  berücksichtigt, so ist 2/6 das richtige. Der S findet  
 32 sich gediegen in der Natur, besonders in Vulkanen u vulkanischen Gegenden,  
 33 wo er sich entweder als ein lockeres Sublimat absetzt oder auch tropfenförmig,  
 34 sehr häufig ist er bekleidet vom  $\text{CaO}$ ,  $\text{SO}^3$ , BaO oder SrO u man kann sich vorstellen  
 35 daß er s diesen Salzen reduziert seie, oder umgekehrt. Er findet sich unter  
 36 diesen Verhältnissen immer am schönsten u reinsten, was durch die [au]sge=

<sup>580</sup>

Heutige Werte sind für den Fließpunkt:  $-83,4^\circ\text{C}$  und den Siedepunkt:  $19,5^\circ\text{C}$ . Die große Differenz beim Fließpunkt ergibt sich dadurch, dass HF mit  $\text{H}_2\text{O}$  ein Addukt gibt, das bei wesentlich höheren Temperaturen schmilzt.



- 37 zeichneten S Gruben in Sicilien bestätigt wird; der in den noch thätigen  
38 Vulkanen vorkommende ist häufig As u Fe haltig; er kommt auch in Masse  
39 vor in ganz jungen Gebirgsmassen, namentlich in Thon; in unbedeutender

- 01 Menge setzt er sich [aus] S(wäss)ern ab; er liefert sehr viele natürliche Sulfide,  
02 aber nur s einem Einzigen können wir den S abscheiden; nemlich s dem  
03  $\text{FeS}^2$ , welches 2 at S enthält. Man kann den S nur s gediegenem S  
04 gewinnen oder nur s dem Eisenkies; der gediegene S wird in einem  
05 eisernen Topfe geschmolzen um ihn von anhängenen Unreinigkten zu be-  
06 freien; der eiserne Topf wird so erhitzt, daß das Feuer nur die Seiten-  
07 wände erwärmt; die nun unlöslichen Theile setzen sich zu Boden u das flüßige  
08 S wird durch 1 Zapfloch sgelassen oder abgeschöpft; bei diesem Schmelzen  
09 kommt ungemein viel darauf an, daß die richtige Temperatur einge=  
10 halten wird, denn sonst wird der S weniger schön gelb; durch diese gelbe  
11 Farbe zeichnet sich insbesondere der englische oder vielmehr sicilianische [aus].  
12 Wird der S aber s dem  $\text{FeS}^2$  gewonnen zb in Böhmen, so muß man das  $\text{FeS}^2$   
13 so erhitzen, daß 1 S sich verflüchtigt u 1 at zurückbleibt; entweder nach der  
14 alten Methode bildet man Rußhaufen u fängt den S in Schornsteinen  
15 auf oder man erhitzt den Eisenkies im verschloßenen, so daß der S fge-  
16 fangen werden kann. Die vollständige Reinigg des S geschieht im Großen  
17 durch eine Sublimation oder Destillation. Man macht gewöhnlich um  
18 den S zu reinigen Fl. sulphuris<sup>581</sup> in 1 gußeisernen Kessel welcher t 1  
19 steinern Gewölbe überdeckt ist, wird der S so weit erhitzt daß er ver=  
20 dampft u sich sublimirt; die Wölbung f dem gußeisern Kess[el] mü[n]det  
21 sich in ein Gewölbe t 1 Schornstein versehen. In der Eße dieses Gewölbes  
22 befindet sich 1 Klappe welche die Rolle eines W[V]entils vertritt; der S  
23 sublimirt jetzt ins Gewölbe u bildet Flor. sulphuris, aber es ist  
24 atmosphärische Luft im Gewölbe u die S [dämpfe] entzünden sich zuweilen;  
25 es entstehen Explosionen; zur Verhütung die Klappe.  
26 Es wird der S nur so lange erhitzt bis ein ger.[inger] Theil davon zurückge-  
27 blieben ist. Die feuerbeständigen Theile so[?] CaO bleibt zurück, aber auch  
28 1 guter Th. v Se, As bleibt zurück; wenn man also ein sehr unreines  
29 S der Sublimation überwirft die Fl. unrein sein muß, absolut rein vom  
30 Fe sind sie aber auch niemals; man verliert f diese Art etwa 20%;  
31 man hat schon unter Negation versucht den S viel schneller zu reinigen  
32 durch Destillation; man giebt mehrere Ctr<sup>582</sup> S in große gußeiserne  
33 Retorden u bringt nun den S in völliges Kochen u destillirt ihn über.  
34 Man soll hierbei nur 1 paar % Verlust haben. Wie es scheint, so haben  
35 wir im deutschen Handel nur die Fl. sulphuris von blos umgeschmolzenen  
36 u den s deutschen Erzen gewonnenen gew. S.  
37 Die S blumen sind immer etwas sauer vom  $\text{SO}^3$  welche anfangs als  $\text{SO}^2$

Zeichnung 13

Zeichnung 14

[technologischer Prozeß = Int.]

- 01 darin war, darum müssen sie zu manchem Zweck t Lauwarmen (Wasser) sgewaschen  
02 werden, durch - zufügen geht es am schnellsten; man trocknet nur ganz  
03 gelinde, er wird sonst weißfarbig; ~~bekom~~ Alle Unreinigkten welche  
04 die Fl. sulph. enthalten sind auch noch darin; es kommt wohl vor daß darin  
05 noch As enthalten ist.  
06 Eigenschaften; der gew. geschmolzene S kommt in dicken oder dünnen Stangen  
07 vor, welche durchaus diesen in nasse hölzerne Formen erhalten, sie haben

<sup>581</sup> „Flores sulphuris“ entspricht „Schwefelblume“, „Schwefelblüte“ und ist ein feiner Schwefelstaub. Hier wird die Destillation des Schwefels beschrieben.

<sup>582</sup> gemeint: Centner (heute 50 kg)

08 oft im Inneren Xstalle u um so reiner gelb, je reiner der S ist, vom bituminösen  
 09 Theil, v FeS oder CuS. AsS oder SeS machen sich nicht durch die Farbe bemerklich.  
 10 Die S blumen ein leichtes lockeres Pulver, knirschend, unter dem Microscop  
 11 erkennt man aneinander gereihete längliche oder runde Körper, die nichts  
 12 als abgerundete Krystalle sind; diese Verzweigungen sind ähnlich mancher  
 13 Masen. Das natürliche xstallisirt in spitzen rhombischen Octaädern; man  
 14 erhält ihn auch cubischer Gestalt, s seinen Aflösungen im  $6\text{H}^{[2]}\text{N}, \text{H}^2\text{S}$ , oder  
 15 auch [au]s Terpentinoel, oder [au]s Schwefelkohlenstoff, wahrscheinlich von derselben  
 16 Xstallisatio[n] ist der S, welcher sich [au]s Hepar sulphur. abscheidet, oder [au]s der unter=  
 17 schweflichen Sre; [au]s dem 5fach  $\text{H}^2\text{S}$  scheidet es sich auch xstallinisch ab; wahr=  
 18 scheinlich ebenso; wenn man den S schmilzt u ihn langsam erkalten läßt,  
 19 so erhält man lange prismatische Xstalle, die von den ersten verschieden  
 20 sind. Es ist dieses ein entschiedenenes Beispiel von Dimorphismus eines  
 21 Elementarstoffes; bei schnellem Erkalten bildet aber der S keine xstallinische  
 22 Masse, wird der bei einer gew. Temptr. geschmolzener S schnell abgekühlt  
 23 in (Wasser), so bleibt er lange Zeit zähe u durchsichtig; dieser S wird aber  
 24 auch wieder fest, hart u spröde nach längerem Liegen, also zum 3. Zustand des S.  
 25 Man hat nun diese Verschiedenht des Aggregatzustandes Allotropie<sup>583</sup> des  
 26 S genannt u man unterscheidet den  $\alpha$ ,  $\beta$ ,  $\gamma$  S. Man bezieht diese ver=  
 27 schiedenen Zustände f die Anordnung der Atome des S.  
 28 Der in rhombischen Octaädern xstallisirte S ist völlig durchsichtig, der im  
 29 schiefen rhombischen Prismen u der gew. nicht xstallisirte sind undurchsichtig,  
 30 der weiche ist durchsichtig; der reine S ist blaßgelb aber wenn er auch ganz  
 31 ist, variirt seine Farbe, wegen der verschiedenen Schmelzhitze; natürlich fremde  
 32 Beimischungen verändern die karakt[er]istische S farbe; er schmeckt schwach, ge=  
 33 ruchlos außer beim Reiben, sehr spröde; Beim Erwärmen in der Hand  
 34 knistert er weil durch ungleiche Erwärmung die Masse Risse bekommt.  
 35 Spec. Gew. des spid[?] gew. S. = 1,98; der zähe S soll nach Mitscherlich, 2,32 spec.  
 36 Gew. haben; er ist nicht el. wird beim Reiben aber elektrisch. Bei  
 37  $111^\circ \text{C}$ . nach 107 nach anderen wird er flüßig u ist alsdann eine schwach gelbliche leicht

- 56

01 brenzliche durchsichtige Flüssigkt; verflüchtigt sich langsam; v  $160 - 200^\circ$   
 02 ist er dickflüßig bis zähe; er fließt nicht, sondern uhngefähr wie Terpentin  
 03 dehnt sich aber s; wird er bei dieser Temperatur in kaltes (Wasser) geworfen, so  
 04 bildet er eine elastisch zähe gelblich durchsichtige Substanz, die ihre  
 05 Elastizität mehrere Tage beibehält; gerade als wenn der bei  $111^\circ$   
 06 geschmolzene S ins (Wasser) gegoßen wird. bei  $200 - 316^\circ \text{C}$  ist der S dünnflüßig  
 07 u bildet eine dunkelorange Farbe Flüssigkt, wie  $\text{Br}^2$ , bei  $316^\circ$  kocht  
 08 er förmlich u bildet orangefarbene, schwer durchsichtige Dämpfe,  
 09 während die Dämpfe des weniger erhitzten S gelb sind, indem sie zu Fl.  
 10 sulphur in der Luft erstarren. Wird der S zwischen  $260-290^\circ$  an der Luft er=  
 11 hitzt, so entzündet er sich u verbrennt zu  $\text{SO}^2$ , welcher den bekannten,  
 12 stechenden Geruch verbreitet. Die Dämpfe des S selbst sind geruchlos; er  
 13 verbrennt t blauer Flamme, die in O stärker blau [ist ;] ist das Product ganz dasselbe.  
 14 Der S ist unlöslich in (Wasser) u verbindet sich auch damit gar nicht; er lößt sich in  
 15 absoluten Alkohol u Aether wenig f, aber in fetten Oelen in großer  
 16 Menge; die Oele erleiden aber eine Zersetzung + - nach der Temperatur.  
 17 Die aetherischen Oele lösen den S im allgem. viel weniger f 1 Th S [--?--]  
 18 10 Th. Terpentinol  $158^\circ \text{C}$ ., beim Erkalten xstallisirt der S immer wieder  
 19 aus; von den kaustischen Alkalien u Erden wird der S bekanntlich leicht u  
 20 vollständig fgelöst; aber der wesentliche Unterschied von der Aflösung  
 21 der übrigen Halogene: S u das daß[zb] S hier die höchste Stufe der Verbindung,

**Formel 39**<sup>583</sup>

PIERER erklärt diesen Begriff nicht, auch bei Berzelius, Gmelin und Liebig wird beim Schwefel dieser Terminus nicht verwendet; heute wird der Begriff eher in dem Sinne verwendet, wie Wackenroder ihn hier vorstellt.

22 das S t den Metallen entsteht u die niedrigste Oxýdationstufe nemlich.  
 23 Es scheint úbrigens immer f die Quantitát des S anzukommen, denn man  
 24 kann auch folgendes Schema gelten lassen; #<sup>584</sup> es entsteht 2 at KS<sup>2</sup> u 1 At  
 25 KO+S<sup>2</sup>O<sup>2</sup>; es ist die Lösung immer gelb u folglich muß eine höhere Oxydations-  
 26 stufe des KO stattfinden; in den nieder Schwefelungsstufen lo[ö]ßt sich immer  
 27 S [auf; die kohlenren Alkalien wirken viel schwächer ein u die Metalloxýde  
 28 erst in der Glúhhitze; #<sup>585</sup> es entstehen S metalle u das S oxýdirt zu SO<sup>2</sup> u  
 29 geht fort. Die kohlenren Alkali u alkalischen Erden t S geglúht geben  
 30 KSx ein Sulfid u ein O Salz; ist die Tempertr sehr hoch so entsteht SO<sup>3</sup>;  
 31 ist sie niedrig so entsteht Unterschweifelsre; mit concentr. SO<sup>3</sup> digerirt  
 32 wird das S zu SO<sup>2</sup> oxydirt u die S[O<sup>3</sup>] wird zu SO<sup>2</sup> reduzirt; mit conc. N<sup>2</sup>O<sup>5</sup>  
 33 digerirt wird der S vollständig u lediglich in SO<sup>3</sup> verwandelt. Mit den  
 34 meisten el.- Körpern verbindet sich der S direct u sehr leicht, nur  
 35 der N u der H können direct damit nicht verbunden werden; u ob über-  
 36 haupt ein NS<sup>586</sup> existirt ist sehr zweifelhaft; die meisten Metalle ver-  
 37 binden sich direct u schon bei gelinder Wärme dem O Verbindungen von Oxýden  
 38 entsprechen auch in der Regel den Sulfiden, aber zuweilen finden sich  
 39 auch höhere Schwefelungsstufen; die Sulfide verbinden sich zu doppel-

- 57

01 Sulfiden zb. NaS+Sb<sup>2</sup>S<sup>5</sup>. Man kann diese Doppelsulfide auch betrachten  
 02 gerade wie die O salze; aber offenbar stehen sie paralel mit allen Doppelhalogenen.  
 03 Prüfung f seine Reinheit. Mit (Wasser) úbergossen müssen die gewaschenen  
 04 S blumen keine sre Reaktion zeigen, noch t BaO einen Ndrschlg geben; in einem  
 05 Pt löffel oder f einem reinen Porzellanschaber erhitzt muß der S voll=  
 06 ständig verbrennen, ebenso auch in 1 Glasrohre, allein wenn das Glas nicht recht  
 07 gut ist, so wird es beý der starken Hitze etwas angegriffen u es entsteht  
 08 Fe[Se]S; große Mengen v Fl. Sulph. verflúchtigt geben immer 1 Spur von Se[Fe?]S.  
 09 Mit 6H[<sup>2</sup>]N digerirt darf sich nichts darin flösen; die abfiltrirte Flüssigkt  
 10 muß völlig verdampfen in einem Uhrschaale; hinterbleibt ein Rückstand  
 11 so kann dieß As<sup>2</sup>S[<sup>5</sup>] sein; mit dem 4fachen KO,N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> vermischt bekommt man  
 12 KO,SO<sup>3</sup>; man [muß] die Salzmasse flösen[,] mit Salzsre schwach ansäuern u t H<sup>2</sup>S  
 13 behandeln; noch leichter S t KO,Cl<sup>2</sup>O<sup>5</sup> u H<sup>2</sup>Cl<sup>2</sup> einige Zeit digerirt, in der  
 14 Lösung wird sich As<sup>2</sup>O<sup>5</sup> finden, (wenn sie vorhanden ist,) u diese kann d[urch] H<sup>2</sup>S weiter  
 15 entdeckt werden; man kann das As vor dem L. f der C nicht entdecken; selbst u t Soda.  
 16 Schwefelsáure (wasser)leere Sre SO<sup>3</sup> spec. Gew. 1,97, Schmelzpunkt 18°C.  
 17 Siedepunkt 30°C. t 1.) Hydrat Aq+2SO<sup>3</sup>. xstallisierbar bei einigen °  
 18 über 0. Siedepunkt unter 100° <sup>587</sup> 2.)Hydrat. Aq,+SO<sup>3</sup> spec. Gew. 1,850  
 19 Gefrierpunkt -34° Siedepunkt - 326° 3.) Aq+SO<sup>3</sup>+aq.  
 20 spec. Gew. 1,78 Gefrierpunkt +4°, Siedepunkt 224° wobei aber  
 21 fortwährend der Siedepunkt steigt bis zu 326°, indem immer mehr (Wasser)  
 22 als Sáure úbergeht; 4.) Hydrat Aq+SO<sup>3</sup>+2aq. spec. Gew. 1,6321; diese  
 23 Sáure destillirt über bei 224°. Die SO<sup>3</sup> kommt in der Natur nur sehr  
 24 wenig im freien Zustande, u nur offenw[b]ar wenn sie sich s der SO<sup>2</sup> in  
 25 vulkanischen Gegenden erzeugt; úbrigens aber an Salzbasen gebunden ist sie die am  
 26 meisten verbreitete in der Natur; man kann sie aber s diesen Salzen nicht  
 27 bereiten; man hat nur 2 Wege, die unmittelbare Oxýdation des S als u die  
 28 Zersetzung des FeO,SO<sup>3</sup>. Um die SO<sup>3</sup> s dem S zu bereiten, welche die ge=  
 29 bráuchlichste Art ist, richtet man große Kammern von 10,000 c.l Inhalt  
 30 die s Pb platten zusammengesetzt sind; das Ende der Kammer ist nach

**Zeichnung 15**

<sup>584</sup> Hier wurde am Rand die entsprechende Formel angezeigt, siehe im Anhang bei der Formelsammlung.

<sup>585</sup> Hier wurde am Rand die entsprechende Formel angezeigt, siehe im Anhang bei der Formelsammlung.

<sup>586</sup> J. LIEBIG (1843), Bd 1, 236 beschreibt auch diese Verbindung, L. GMELIN (1843–58) erwähnt sie in seinem Lehrbuch nicht; heute ist sie bekannt als Tetraschwefeltetranitrid (S<sub>4</sub>N<sub>4</sub>)

<sup>587</sup> Heutige Werte für SO<sub>3</sub> (b) sind für die Dichte 1,923 g/cm<sup>3</sup> und den Fließpunkt 16,8 °C [62,2 °C. (a)].

31 einer Seite vertieft, an das Eine ende bringt man einen Herd an, f  
 32 welchen man S t KO,N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> verbrennt; man braucht nur etwa 6-8 % Salpeter,  
 33 es kommt also f diese Weise in die Kammer zu der atmosphärischen Luft, SO<sup>2</sup>  
 34 u N<sup>2</sup>O<sup>2</sup>[?] was aus N, N<sup>2</sup>O<sup>4</sup> u SO<sup>2</sup> entsteht; wenn die Luft trocken ist, wirken  
 35 die Körper nicht schnell [au]feinander; bringt man aber 1 Strom (Wasser)gas s  
 36 einem Dampfkessel hinein, so verwandelt sich das Gasgemisch in N, N<sup>2</sup>O<sup>2</sup> u SO<sup>3</sup>+aq  
 37 es wird nun natürlich die flüßige SO<sup>3</sup> f dem Boden der Kammer niederge=[schlagen,]

- 58

01 läßt sie in 1 Flasche [au]slaufen; die Bildung der SO<sup>3</sup> müßte [au]fhören, wenn  
 02 nicht von Zeit zu Zeit die Luft erneuert würde durch 1 Klappe am ebenen  
 03 Theil der Kammer; man läßt auch wohl fortwährend frische Luft eintreten,  
 04 auch nimmt man anstatt des Salpeters, N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> u kocht diese mit Zucker u er=  
 05 hält als Nebenproductt Ö; es kommt beÿ der Fabrikation sehr darauf an  
 06 das die Quantität des N<sup>2</sup>O<sup>2</sup>, der SO<sup>3</sup> u des (Wass)ers zueinander in gehörigem  
 07 Verhältnisse stehen. Die sehr verdünnte SO<sup>3</sup> f dem Boden der Kammer, das Sauer  
 08 wasser wird nun concentrtr in Pb kesseln u zuletzt in Glas oder Pt retorden  
 09 bis zu Aq+SO<sup>3</sup>. Die engl. SO<sup>3</sup> ist gew. nur ungefärbt, oder schwach bläu=  
 10 lich von organ. Stoffen; man erhält sie oftmals ganz farblos, aber die Farb=  
 11 losigkt wird manchmal hervorgebracht durch Zusatz von etwas N<sup>2</sup>O<sup>5</sup>; man erhält  
 12 sie manchmal ganz farblos s England; wahrscheinlich wird die letzte Spur v  
 13 N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> daraus entfernt durch Erhitzung t ein wenig org. Substanz; zB Zucker; sie  
 14 ist geruchlos u raucht nicht, beim Verdünnen t (Wasser) erhitzt sie sich, aber sie  
 15 zischt nicht; t =### dem 4 fachen vol. (Wasser) vermischt entsteht jedesmal eine  
 16 Trübung von PbO,SO<sup>3</sup>; vermischt man sie t nicht zu wenig (Wasser) so schlägt  
 17 sich das PbO vollständig nieder; weil PbO,SO<sup>3</sup> flöslich in SO<sup>3</sup>,aq aber  
 18 nicht in verdünnter Sre; läßt man die Sre lange Zeit in schlecht verschlossenen  
 19 Flaschen stehen, so bildet sich ein Bodensatz v PbO,SO<sup>3</sup> selbst manchmal  
 20 Xstalle; sie enthält gewöhnlich oder häufig N<sup>2</sup>O<sup>4</sup>, die man t FeO,SO<sup>3</sup> lösung  
 21 sehr leicht entdeckt; wird durch die t (Wasser) verdünnte Säure H<sup>2</sup>S geleitet, so er=  
 22 hält man manchmal 1 Ndrschlg v As<sup>[2]</sup>S<sup>3</sup>, seltener von SeS; die t 10 Th. (Wasser) ver=  
 23 dünnte Sre kann vom Se völlig gereinigt werden, man muß aber die SO<sup>3</sup> längere  
 24 Zeit an der Luft stehen lassen bis zur gänzlichen Absetzung der As. Man kann solche  
 25 gereinigte Sre zu Praecipitationen, Lac sulfuris.cert.<sup>588</sup> Wenn man durch  
 26 die t (Wasser) blos verdünnte Sre H<sup>2</sup>S durchleitet, so erhält man keinen Ndschlg v PbS  
 27 weil das PbO,SO<sup>3</sup> in sren Flüssigkten durch H<sup>2</sup>S nicht verlegt wird; wenn man  
 28 aber die Flüssigkt alkalisch macht so erhält man PbS u FeS gewöhnlich,  
 29 selten von CuS; verdünnt man sie t der Hälfte (Wasser), so xstallisirt  
 30 zuweilen KO,2SO<sup>3</sup> heraus; im Bodensatz den sie enthält sind die an=  
 31 gegeben Verunreinigungen enthalten; wird der Bodensatz für sich t H<sup>2</sup>S  
 32 behandelt, so bekommt man As<sup>2</sup>S<sup>3</sup> oder PbS auch öfters FeS. Sie enthält meistens  
 33 etwas mehr als 1 at (Wasser), u deshalb ist auch ihr spec. Gew. unter, 1,84.  
 34 Nordhäuser Schwefelsäure.<sup>589</sup> diese Sre ist ein Gemisch von SO<sup>3</sup>+Aq t  
 35 (wasser)leeres SO<sup>3</sup> oder wenn man die Verbindg von Aq,SO<sup>3</sup> als existirend darin  
 36 annehmen will, so ist sie entweder diese Verbindung selbst oder t (wasser)leeres  
 37 SO<sup>3</sup>; gegenwärtig verwendet man engl. SO<sup>3</sup> gern in rauchende, weil  
 38 eine größere Menge derselben produziert wird. Man erhält daher die rauchende  
 39 Sre manchmal sehr schwach u t Allen Verunreinigungen der engl. Man kann  
 40 annehmen: 1.) Aq+3SO<sup>3</sup> = (aq+SO<sup>3</sup>)2SO<sup>3</sup> 2.) 2aq+3SO<sup>3</sup> = 2(SO<sup>3</sup>,aq)SO<sup>3</sup>  
 41 3.) aq,+2SO<sup>3</sup> = Aq+SO<sup>3</sup>,SO<sup>3</sup>. Man bereitete ursprünglich die Säure indem

- 59

<sup>588</sup> PIERER (1842), Bd 12, 119: „(latei., Med), f. Milch;[...].hier um eine schwefelhaltige milchartige Verb.“

<sup>589</sup> Nordhausen ist laut PIERER (1843), Bd 15, 82 eine „Kreisstadt an der Südseite des Harzes“. Dort wurde zur Produktion der Schwefelsäure Eisenvitriol verwendet; es handelt sich dann um eine rauchende Schwefelsäure, vgl. PIERER (1844), Bd 20, 352: unter Schwefelsäure.

01 man  $\text{FeO}, \text{SO}^3$  erhitzte so stark bis er sein (Wasser) verloren hatte bis f 1 Atom.  
02  $\text{FeO}, \text{SO}^3 + 7\text{aq. Aq} + 6\text{aq.}$  Dieser zur Weiße gebrannte Vitriol wurde in irdenen  
03 Retorden gethan, in den Hals der Retorde wurde eine längliche Vorlage gesteckt  
04 u verklebt die Fugen t Lehm, in die Vorlage kam l wenig (Wasser); bei einer  
05 sehr starken Erhitzung entstand durch Zerleg[un]g 1 Th der  $\text{SO}^3 \text{Fe}^2\text{O}^3$ , die  $\text{SO}^2$   
06 ging fort u  $\text{SO}^3$  t weniger als 1aq destillierte über. blos das Eisenvitriol  
07 hat die Eigenthümlichkt den letzten Rest seines (Wassers) nicht eher zu entlassen,  
08 als bis zugleich  $\text{SO}^3$  t übergehen, andere Salze zerlegen sich früher u es entsteht  
09  $\text{SO}^2$ ; jetzt schlägt man engl.  $\text{SO}^3$  vor; aber diese jetzt gewöhnliche Sre ist viel  
10 schwächer als die ältere. Das alte concentr Vitrioloel war eine oelartige  
11 hellbraune bis dunkelbraune Flüssigkt; gegenwärtig er[-da-?] die Sre weniger  
12 concentr. ist sie weniger dunkel. Das sp. Gw. wir[d] angegeben v 1,896 Berz. von  
13 Anderen 1,860 während das 1 fache  $\text{SO}^3 + \text{aq.}$  1,83 ist; man sieht hieran das ver=  
14 änderliche Verhältnis v (wasser)leerer  $\text{SO}^3$  in diesem Gemisch. An der Luft ent=  
15 wickelt diese Flüssigkt 1 weißen Dampf, nemlich die (wasser)leer Sre verdunstet  
16 u condensirt das (Wasser) der Atmosphäre; je mehr sie (wasser)leere  $\text{SO}^3$  [enthält] desto mehr  
17 raucht sie; das stärkste Vitriolol wird bei  $4^\circ$  über 0 fest; es xstallisirt  
18 das 1 Hydrat heraus =  $2\text{SO}^3 + \text{aq.}$ , während das 1fache Hydrat flüßig bleibt; bei  
19 einer Erwärmung bis zu  $40 - 50^\circ$  entweicht s dem Vitrioloel die (wasser)leere  
20  $\text{SO}^3$  u kann in trocknen Gefäßen fgefangen werden; ist es aber schwache (wasser)leere  $\text{SO}^3$   
21 so enthält man kein Destillat mehr, als wenn die Temperatur  $100^\circ$  oder mehr erreicht  
22 hat; aber dann xstallisirt das Hydrat, wie Eis = Ol. vitrioli glacirole =  
23 1ste Hydrat; die Temperatr steigt fortwährend bis zu  $326^\circ$  u alsdann ist in dem  
24 Rückstande wie im Destillate das 1 fach  $\text{SO}^3$  Hydrat. Mit (Wasser) zischt das Vitrioloel,  
25 weil es (wasser)leere  $\text{SO}^3$  enthält; wenn man daher das Vitrioloel so lange erhitzt bis  
26 nicht mehr 1 xstallinisches Sublimat übergeht, so ist der Rückstand nicht mehr  
27 rauchend - zischt auch nicht mehr. Da man jetzt gewöhnlich engl.  $\text{SO}^3$  vorschlägt,  
28 so findet sich in der rauchenden Sre  $\text{N}^2\text{O}^4$ ,  $\text{As}^2\text{O}^3$ , oder Se sehr oft; denn in dem  
29 reinen Vitrioloel t  $\text{FeO}, \text{SO}^3$  kann keine solche Verunreinig vorkommen;  
30  $\text{PbO}, \text{SO}^3$  ist auch oft darin.  $\text{SO}^2$  hat man auch darin vorkommend angegeben;  
31 aber in unserer gewöhnlichen Sre findet man sie nicht; t etwa 10 Th (Wasser) verdünnt  
32 trübt sich das gemein. Vitriolol [o]ftmals v  $\text{PbO}, \text{SO}^3$  u wenn durch die geklarte Flüssigkt  
33  $\text{H}^2\text{S}$  geleitet wird, so erhält man 1 weißen Ndrschlg wegen des  $\text{N}^2\text{O}^4$ ; ob je-  
34 mals auch v[om]  $\text{SO}^2$  mag dahin gestellt sein; so dann ein Ndrschlg v  $\text{As}^2\text{S}^3$ , oder  
35 SSe, auch Fe u Cu erhält man manchmal durch  $\text{H}^2\text{S}$ ; das As welches in dieser  
36 Sre wie in der ersten ##### darin gefunden wird, ist immer  $\text{As}^2\text{O}^3$ .  
37 Wasserfreie Schwefelsäure: wenn man recht starkes Vitrioloel  
38 in einer kl. Glasretorde erhitzt, bis zu  $40 - 50^\circ$  u wenn man 1 gut schließende  
39 Vorlage anlegt, so erhält man die (wasser)freie Sre, als eine weiße federartige

**Zeichnung 16**

- 60

01 zähe filz oder Asbestartige Masse, die t einer Scheere zerschnitten  
02 werden kann; wenn erst bei einer höheren Temperatur 1 xstallisirende Darstellung  
03 erhalten wird, so ist dieses das erste Hydrat, das Ol. vitrioli glacirole,  
04 welches in blättrigen durchsichtigen Xstallen erscheint. Man kann nach  
05 Döbereiner u Magnus<sup>590</sup> die (wasser)leere  $\text{SO}^3$  auch darstellen in kl. Menge, wenn  
06 man  $\text{SO}^2$  u O in Pt schwamm in Berührung bringt; die Sre hat bei  $+18^\circ \text{C.}$   
07 ein spec. Gew. v 1,97 u muß 2 deshalb1 das Nordhäuservitrioloel schwerer sein  
08 als, 1,85. Sie schmilzt bei  $+25^\circ \text{C.}$ , bei  $30^\circ$  kommt sie in förmliches Kochen,  
09 wenn sie kein (Wasser) enthält, u bildet ganz farblose Dämpfe im Verschlössen.  
10 An der Luft einen weißen ganz dicken Rauch, weil sich in der Luft das  $\text{SO}^3$  hydrat  
11 bildet; erhitzt man sie schnell f  $200[^\circ]$ , so kann sie eine Explosion bewirken,  
12 geschmolzen ist sie 1 weiß Flüssigkt; aber durch die geringste Menge org.

[Interpretation]

<sup>590</sup> Heinrich Gustav Magnus (1802–1880) war Professor für Chemie und Physik in Berlin.

13 Substanz die Sre geschwärzt wird, so ist sie braun. Sie hat eine große Ver=  
 14 wandschaft zum (Wasser), höchstens 3j<sup>591</sup> ist dazu zu verwenden; bei größeren Mengen  
 15 leicht Explosion, das (Wasser) geräth ins Kochen; =[gleiche] Atome (Wasser) u SO<sup>3</sup> verbinden sich  
 16 selbst unter Feuererscheinung; sie schmeckt sehr ätzend, nicht ohne Ge=  
 17 fahr f die Zunge zu bringen, weil sie alle feucht organ. Stoffe t Schnelligkt zerstört.  
 18 Legt man sie f Lackmuspapier, so wird dasselbe nicht geröthet, so wie die  
 19 trockene Sre ebenfalls. Mit trockenen Salzbasen verbindet sie sich  
 20 auch nicht. Leitet man aber ihre Dämpfe über glühenden CaO, oder BaO, so ver- [Interpretation Säuretheo.]  
 21 binden sich beyde u zwar unter Feuererscheinung. P entzündet sich in den  
 22 Dämpfen der SO<sup>3</sup> u giebt SO<sup>2</sup>; wird sie durch glühende Porzellanröhren  
 23 getrieben, so zerlegt sie sich in 2 SO<sup>2</sup> u O. S damit in Berührung ge=  
 24 bracht, wirkt heftig darauf ein, es entsteht bei 1 gewissem Verhältnisse  
 25 1 braune klare Flüssigkt bei Veralten der SO<sup>3</sup> grüne, u wenn 10 Th SO<sup>3</sup>  
 26 f 1 Th. S. blumen kommen, so ist die Flüssigkt dicklich u schön blau; es  
 27 wird hierbei nun SO<sup>2</sup> entwickelt, sobald etwas (Wasser) zukommt, oder erwärmt  
 28 wird, man hat gemeint, es sei diese blaue Flüssigkt unterschweflige  
 29 Säure, allein t Sicherheit ist nichts damit sgemacht u man kann t den S blumen  
 30 die eben zufällig erhaltene (wasser)frei SO<sup>3</sup> am besten s den Vorlagen fortschaffen,  
 31 wenn man S blumen hineingiebt u der Luft ssetzt; nur nicht stark er=  
 32 wärmen wenn sie stark verstopft sind.  
 33 Reine Schwefelsäure. oder rektifizirte = Aq + SO<sup>3</sup>. Man  
 34 nimmt etwa 2-4 df engl. SO<sup>3</sup> oder auch rauchende u bringt diese in eine  
 35 Retorde von gutem Glase, welche man sehr stark neigt, u so in eine  
 36 Kapelle setzt, daß sie fast ganz vom Sande umschlossen wird, man kann auch  
 37 eine Haube überstürzen, unter die Retorde legt man feuchten Sand, damit  
 38 die Erhitzung mehr v der Seite sgeht; eine gußeiserne Kapelle ist  
 39 hier auch nicht unzweckmäßig; denn man muß hierbei sehen, daß der hohe

**Zeichnung 17**

- 61

01 Siedepunkt gleichmäßig ist. Die Vorlage wird bloß angelegt u gar nicht  
 02 abgekühlt; bei 326° destillirt die Sre über u zwar müssen in der  
 03 Minute mehrere Tropfen fallen; man vermeidet jede Abkühlung der Re=  
 04 torde durch Luftzug; man destillirt bis uhnggefähr 1/16 zurück ist. Die Retorden  
 05 leiden in der Regel u es wird etwas SiO<sup>3</sup> abgeschieden; wenn man engl.  
 06 SO<sup>3</sup> nimmt, so muß man das erste absondern, weil es zu wässrig ist. Enthält  
 07 sie N<sup>2</sup>O<sup>4</sup>, so kann man ihr einige Stücke #<sup>592</sup> oder Papier zusetzen, u nun  
 08 destillirt man bis die Flüssigkt wieder farblos ist; sie enthält alsdann  
 09 weder N<sup>2</sup>O<sup>4</sup> noch SO<sup>2</sup>. Ist die SO<sup>3</sup> As haltig, so bleibt die Arsenige Sre  
 10 nicht ganz zurück, sondern geht t über; wendet man rauchende SO<sup>3</sup> an, so  
 11 wechselt man die Vorlage erst dann, wenn gar keine xstallisirende Sre mehr  
 12 übergeht. Man thut gut in die erste Vorlage etwas S zu thun.  
 13 Die reine Säure ist ein farbloses oelartiges Liquidum, welches wie schon  
 14 erwähnt erst bei -34° fest wird, im Fall nicht etwas mehr (Wasser) als 1 at  
 15 darin enthalten ist. Ihr Siedepunkt ist 326° nach Dumas 310°; sie  
 16 kocht sehr leicht t Stößen u destillirt unverändert über in farblosen Dämpfen.  
 17 An der Luft bildet sie sehr starke schwere weiße Dämpfe, sie verflüchtigt  
 18 sich an der Luft nicht, raucht daher nicht, u ohne Geruch gänzlich. Das spec. Gew.  
 19 ist selten genau 1,850; weil die Anziehung des (Wass)ers s der Luft ungemein  
 20 stark ist; sie hat einen sehr sauren ätzenden Geschmack, wenn auch geringer als  
 21 die Nordhäuser SO<sup>3</sup>; sie färbt organ. Substanzen, besonders Holz schnell braun-  
 22 schwarz u löst das Holz zu einer schwarzen Flüssigkt f, Holz SO<sup>3</sup>; es ent=  
 23 steht hierbei immer SO<sup>2</sup> u Kohle wird sgeschieden. Bei der Erhitzung  
 24 wird aber die sgeschiedene Kohle in CO<sup>2</sup> verwandelt, u die Sre wird farblos.

<sup>591</sup> Scrupel oder Drachme

<sup>592</sup> Mit dem hier verwendeten Zeichen könnte Zucker gemeint sein.

25 Die farblose Sre erleidet keine Veränderung durch das Licht, wird sie aber  
 26 durch glühende Porzellanröhren geleitet, so zerlegt sie sich in O u  $\text{SO}^2$  zum  
 27 Theil. Von den meisten oxydirbaren Elementen, Metalle u Nichtmetalle  
 28 wird [durch] das  $\text{SO}^3$ , Aq bei gewöhnlicher Temperatur nicht zersetzt; erhitzt man  
 29 aber die genannten Körper t dem Hydrat, so entweicht manchmal noch unter  
 30  $326^\circ$   $\text{SO}^2$  u es entstehen, wenn eine Salzbasis sich bildet ein  $\text{SO}^3$  salz. Das (Wasser)  
 31 wird von der Sre so festgehalten, daß es in der Regel keine Zersetzung  
 32 erleidet. Fügt man aber noch (Wasser) zu so wird in vielen Fällen das Verdünnungs(wasser)  
 33 zerlegt u es entsteht H; sie zieht nicht allein s der Luft das (Wasser) mit viel  
 34 Begierde an, sondern, sie entzieht auch das (Wasser) mehreren anderen Hydraten;  
 35 Zb. zerlegt sie die  $\text{N}^2\text{O}^5$ , sondern sie entzieht auch manchen fgelöbten Salzen  
 36 ihr Lösungs(wasser). Diese Fällung durch conc.  $\text{SO}^3$  findet aber dann nicht statt, wenn  
 37 leichtlösliche saure Salze sich bilden, wie das der Fall ist bei KO u NaO.  
 38 Beim Vermischen t (Wasser) wird viel Wärme entwickelt, gießt man 50 Gramm  $\text{SO}^3$ , Aq  
 39 u 125 Gramm (Wasser) f lmal zusammen, so nimmt die [Temperatur] bis f lma[?]  $105^\circ$  zu u

**Formel 40**

- 62

01 bei größerer Vermischung muß man immer die Sre zu dem (Wasser) schütten u  
 02 nicht umgekehrt; die t (Wasser) verdünnte Sre zeigt ein verschieden sp. Gew.; nach  
 03 diesem Gew. läßt sich die Stärke der Sre zwar smitteln, aber auch nach dem  
 04 Siedepunkt der Sre läßt sich die Stärke derselben berechnen.  
 05 Prüfung; sie muß farblos sein, das spec. Gew. haben; beim Ver=  
 06 mischen t einem gleich vol. (Wasser) muß sie durchaus keinen Geruch entwickeln;  
 07 [mi]t 4 5 Th. (Wasser) vermischt darf sie keinen rothen Bodensatz vom Se geben; die  
 08 verdünnte Sre t  $\text{H}^2\text{S}$  behandelt darf durchaus keine Trübung geben, von  
 09 S wegen der  $\text{N}^2\text{O}^4$ , noch eine gelben v  $\text{As}^2\text{S}^3$ ; desgleichen t Zn im  
 10 Marschen Apparat keinen Anflug v As; gießt man 1 frische Lösung  
 11 v  $\text{FeO}, \text{SO}^3$  darauf, so zeigt sich die kleinste Spur [vo]m  $\text{N}^2\text{O}^4$  an einer  
 12 rothen Zone. Sie muß in einer Pt schaale vollkommen verdampfen.  
 13 Sie muß t  $6\text{H}^{[2]}\text{N}$  im Uebermaß versetzt keine Trübung geben u  
 14 beim Hineinleiten von  $\text{H}^2\text{S}$  in die alkalische Flüssigkt, darf nicht die  
 15 mindeste Schwärzung entstehen. Seine Se haltige Sre läßt sich durch  
 16 Hineinleiten v  $\text{H}^2\text{S}$  erkennen; aber man leitet  $\text{SO}^2$  gas hinein um das Se  
 17 zu reduzieren.

18 Die verdünnte Schwefelsre, wenn es als inneres Medicament benutzt  
 19 werden soll, darf nur s reinen Sren bereitet werden; diese ver=  
 20 dünnte Sre prüft man am leichtesten t  $\text{H}^2\text{S}$ ; die Flüssigkt darf gar  
 21 nicht milchig werden, u muß in einer Pt schaale vollständig u ohne  
 22 Rückstand verdunsten.  
 23 Die concentrte  $\text{SO}^3$ +aq von dem  $\text{H}^2\text{S}$  zerlegt, gerade so wie die  
 24 concentrte  $\text{N}^2\text{O}^5$  oder  $\text{Cl}^2\text{O}^5$ . Der O oxydirt den H u den S; wenn aber sie  $\text{SO}^3$   
 25 t (Wasser) verdünnt ist, so wirkt der  $\text{H}^2\text{S}$  ganz u gar nicht darauf ein. Das  $\text{SO}^3$ +aq  
 26 t den Salzbasen auch gar nicht leicht, aber bekanntlich wenn Verdünnungs(wasser) zu-  
 27 gegen ist mit größter Leichtigkt.

28 Die schwefelsren Salze in welchem sich der O der Sre zu dem der Basis  
 29 verhält wie 3 : 1 werden neutrale Salze der  $\text{SO}^3$  genannt. Die  $\text{SO}^3$   
 30 Salze t schwachen Salzbasen werden durch starke Erhitzung zersetzt; es  
 31 entweicht die  $\text{SO}^3$  aber meistens zersetzt als  $\text{SO}^2$  u O. Mehrere t starken  
 32 Salzbasen vertragen eine hohe Temperatur, zb.  $\text{ZnO}, \text{SO}^3$ .  $\text{MnO}, \text{SO}^3$   
 33  $\text{PbO}, \text{SO}^3$  die eine Rothglühhitze shalten können.  
 34 Die  $\text{SO}^3$  Alkalien u alkalischen Erden können gar nicht zersetzt werden, aber  
 35 diese  $\text{SO}^3$  Salze t reduzierenden Körpern erhitzt t H oder Kohle, so wird  
 36 jedesmal die  $\text{SO}^3$  zerstört; u meistens wird das Metalloxyd reduziert.  
 37 Es bildet sich ein S Metall; aber das Sulfid ist nur zuweilen ein voll-  
 38 ständiges, häufig ein Oxysulfid. Die  $\text{SO}^3$  Alkalien u alkalischen Erden

$\text{FeO}, \text{SO}^3$

- 63

01 mit Kohle geglüht geben bei gelinder Glühung ein Sulfid, zugleich  
 02 t den reinen Erden; es wird erst bei sehr hoher Tempert in Sulfid  
 03 verwandelt. Die  $\text{SO}^3_{\text{aq}}$  läßt sich s ihren Salzen durch andere O säuren  
 04 nicht [au]streiben, allein bey hoher Tempert wird sie als  $\text{SO}^2$  u O von  
 05 Allen Sren sgeschieden welche feuerbeständig sind.  $\text{P}^2\text{O}^5$ ,  $\text{BO}^3$ ,  $\text{SiO}^3$ ,  
 06 metall. Sren  $\text{As}^2\text{O}^5$ . Die  $\text{SO}^3$  Salze sind häufig schwer oder unlöslich in (Wasser).  
 07 Die löslichen Salze der Alkali u alk. Erden reagiren, wenn sie 1 fachsaurer  
 08 sind völlig neutral; die übrigen Salze reagiren aber sauer; das  $\text{MnO}, \text{SO}^3$   
 09 reagirt ganz neutral [au]smahmsweise, auch  $\text{AgO}, \text{SO}^3$ .  
 10 Saure Schwefelsäure Mixtur Dieses ganz neue Präparat soll durch Vermischen  
 11 angefertigt werden; von 1 Th.  $\text{SO}^3_{\text{aq}}$  mit 3 Th. Weingeist; in früher Zeit war  
 12 das[s]elbe Präparat unter dem Namen Aq. Kabelii<sup>593</sup> bekannt; jedoch wurde  
 13 Vitrioloel genommen, dieses Präparat enthielt also mehr  $\text{SO}^3$  u folglich  
 14 auch Aether  $\text{SO}^3$ , unser jetziges Präparat soll ein spec. Gew.  $v = ,935$   
 15  $0,945$  haben; man n[k]ennt auch jetzt andere, so das Präparat welches Elixir  
 16 acid. Halleri<sup>594</sup> genannt wurde. Die Hallersche Säure wurde s gleichen Theilen  
 17 Vitrioloel u ganz starkem Weingeist bereitet. Dieses enthält sehr viel  
 18 Aetherschwefelsre u noch stark aetherisch. Gegenwärtig schreiben aber  
 19 t Recht die Pharmac. welche das Prp[Präparat] beibehalten haben rectificirte  
 20  $\text{SO}^3$  vor, folglich ist dieses Präparat weniger stark als das ursprüngliche.  
 21 Es färbt sich daher viel schwächer bei längerem Aufbewahren, als das Hallersche  
 22 Sauer, welches bei langem Stehen ganz dunkelbraun wird. Die holländische  
 23 Pharmac. schreibt 1 Digestion vor, folglich eine absichtliche Bildung v Aether-  
 24  $\text{SO}^3$ .  
 25 Das Hannoverannische Sauerelixir wurde t Cichenille<sup>595</sup>, das dippelische t Safran  
 26 gefärbt, um dem Präparat gleich von vorn herein eine bestimmte Farbe zu geben.  
 27 Das preußische Präparat ist farblos, darf keinen Bodensatz v  $\text{PbO}, \text{SO}^3$   
 28 oder Se zeigen; nach Uebersättigg t 6HN darf  $\text{H}^2\text{S}$  kein PbS fällen,  
 29 es soll nicht fuselig riechen; aetherisch riecht es gewöhnlich gar nicht, welcher  
 30 Geruch den älteren u stärkeren Präparaten eigen [ist.]  
 31 Schwefelige Säure =  $\text{SO}^2 = 1 \text{ at.} = 1 \text{ aeq.} = 2 \text{ vol. } 2/6 \text{ vol. S}$   
 32 = spec. Gew.  $2,2180$  2 vol. O. =  $2,2052 - 4,4232$ ; das sp. Gew. v der  
 33  $\text{SO}^2$ , =  $2,2216$ ; die  $\text{SO}^2$  entsteht durch Verbrennen des S in atmosphärischer Luft  
 34 oder O gas; wenn (Wasser) zugegen ist namentlich beim Verbrennen in O gas  
 35 so erzeugt sich ein wenig  $\text{SO}^3$ ; weil nemlich alle flüßige  $\text{SO}^2$  t größerer  
 36 Begierde O fnimmt u in  $\text{SO}^3$  verwandelt wird. Man bereitete ehemals

- 64

01  $\text{SO}^2$  f diese Art; verbrannte S unter einer Glasglocke u nannte die Flüssigkt  
 02 hier Sulphuris per campanam<sup>596</sup>. Der S wird zu  $\text{SO}^2$  oxydirt bei dem Glühen  
 03 t Metalloxyden vorzüglich wenn die Oxyde durch den S nicht in Sulfide ver-  
 04 wandelt [werden]. Am meisten liefert Braunstein t S erhitzt  $\text{SO}^2$ ; am  
 05 leichtesten u besten erzeugt sich die  $\text{SO}^2$  durch eine Reduktion der  $\text{SO}^3_{\text{aq}}$ ,  
 06 indem man dieselbe t Körpern erhitzt, welche das  $\text{SO}^3$  1 At O entziehen.  
 07 Namentlich Hg, Cu, Kohle oder C haltige Substanzen. Wendet man  
 08 Kohle an so entsteht neben der  $\text{SO}^2$ ,  $\text{CO}^2$ ; auch die sämtlichen H Säuren  
 09 t Ausnahme der  $\text{H}^2\text{Br}^2$  entwickeln s dem  $\text{SO}^3_{\text{aq}}$   $\text{SO}^2$ . Außerdem  
 10 entsteht die  $\text{SO}^2$  auch durch Zersetzung der Unterschweifigen u der Unter-  
 11 schwefelsäure.

<sup>593</sup> Name ist unbekannt und wird auch nicht bei W. SCHNEIDER erwähnt.

<sup>594</sup> Saures Elexier benannt nach dem Arzt Albrecht von Haller (1708–1777). Es enthält Ethanol, konz. Schwefelsäure, Schwefelsäureethylester und Diethylether.

<sup>595</sup> Hier handelt es sich um weitere schwefelsaure alkoholische Mischungen, die breite Anwendung als Arzneimittel fanden, vgl. dazu W. SCHNEIDER (1975), Bd 6, 26–28.

<sup>596</sup> Es handelt sich hier um Oleum, das wie beschrieben hergestellt wurde, vgl. W. SCHNEIDER (1975), Bd 6, 26.



12 Sie ist ein farbloses Gas welches aber schon bei einem Drucke von 3 5 Atmos-  
 13 phären oder bei -20° zu einer farblosen Flüssigkt sich condensirt von  
 14 spec. Gew. = 1,45. Diese flüssige Sre kocht bei -10° u unter dem Ricipient<sup>597</sup>  
 15 der Luftpumpe verdampft sie t großer Kälteentwicklung -68°. Wenn  
 16 man das Gas nicht völlig [au]strochnet so bildet es bei -10° schon ein xstallinisches  
 17 Hydrat v 1/4[?]<sup>598</sup> At aq + 1 At SO<sup>2</sup>. Ganz genau  
 18 Das SO<sup>2</sup> gas riecht bekanntlich sehr erstickend u erzeugt im Halse ein Gefühl  
 19 von Trockenheit u starken Husten; Thiere u Pflanzen sterben darin schnell ab.  
 20 Es ist weder Brennbar noch unterhält es das Verbrennen der Körper; sein spec.  
 21 Gew. kann erst von 40° an richtig bestimmt werden, weil das Gas zu den  
 22 weniger permanenten gehört; man hat gewöhnlich das spec. Gew. des Gases  
 23 größer gefunden, als es der Berechnung nach ist; es röthet Lackmuspapier  
 24 u bleicht dasselbe später, so auch manche Pflanzenpigmente. Wenn (Wasser) zugegen  
 25 ist, so färben sich manche Pigmente nur roth. Die Entfärbung durch SO<sup>2</sup>  
 26 beruht meistentheils f einer Verbindung der SO<sup>2</sup> t dem Pigmente u ist  
 27 in dieser Hinsicht total verschieden von der Bleichung t Cl<sup>2</sup>. Wenn man  
 28 dem gebleichten Stoff irgend eine Sre zusetzt, so bekommen sie daher wieder  
 29 eine andere, meistens rothe Farbe; Zb. das gebleichte Lackmuspapier wird  
 30 roth durch SO<sup>3</sup> u hierin ist wohl der Grund zu suchen daß die flüssige SO<sup>2</sup>  
 31 Lackmus röthet. Die gebleichte geschwefelte Wolle muß nach dem Bleichen  
 32 sgewaschen werden, weil sie sonst allmähig wieder grau wird, weil die  
 33 SO<sup>2</sup> wieder fortgeht. Die SO<sup>2</sup> scheint die meisten Pflanzenpigmente gar nicht  
 34 zu verändern; das Gas wird vom (Wasser) unter sehr starker WärmeEntwicklung con=  
 35 densirt.(Eis schmilzt darin). 1 vol. (Wasser) nimmt 30 vol. f, u diese Flüssigkt hat nur  
 36 ein spec. Gew. von 1,040; nach Berthol[?]<sup>599</sup> können [bei] starker Kälte 433/4 volum.  
 37 fgenommen werden. Mit O verbindet sich das Gas direct nicht, sobald nehmlich  
 38 kein (Wasser) zugegen ist; aber bei Gegenwart von (Wasser) absorbirt sie ziemlich rasch  
 39 schon den atmosphärischen O. Man kann sich diesen Umstand daraus erklären,  
 40 daß die SO<sup>2</sup> hier (Wasser) findet um Aq+SO<sup>3</sup> zu werden. Aus vielen H verbindungen

- 65

01 namentlich s H<sup>2</sup>P<sup>2</sup>, H<sup>2</sup>Se u H<sup>2</sup>S wird von der SO<sup>2</sup> f der Stelle das H fge=  
 02 nommen; Es entsteht unter Reducktion von S (Wasser) u das P, Se oder S werden reduziert  
 03 wenn nehmlich ebenfalls (Wasser) zugegen ist, sehr viele O verbindungen u auch  
 04 viele fgelöbte Haloidsalze zb. Au chlorid, werden zersetzt, indem die SO<sup>2</sup>  
 05 in SO<sup>3</sup> übergeht; die halonige[?]<sup>600</sup> Jd<sup>2</sup>O<sup>5</sup>, HgO werden von der SO<sup>2</sup> t größter Leichtig=  
 06 kt reduziert. Superoxyde namentlich ~~namentlich~~ verwandeln sich sehr leicht  
 07 in Oxyde durch SO<sup>2</sup>. Die SO<sup>2</sup> lößt auch einige Metalle f, aber hierbei wird  
 08 sie selbst manchmal verändert, namentlich durch Zn; es bildet sich ein unterschweiflig-  
 09 sres Salz; sie verbindet sich t Salzbasen zu 1fach u zu 2fach sren Salzen, die  
 10 sich durch ihre leichte Veränderlichkt. szeichnen; sie gehen sehr leicht in SO<sup>3</sup>  
 11 Salze über durch hinzutretenden O; behandelt man sie t H<sup>2</sup>S so entstehen sehr  
 12 leicht unterschweiflichsre Salze. s diesem Grunde enthält auch Hepar Sulphorii<sup>601</sup>  
 13 kein schweflichsres Salz. Umgekehrt zersetzt sich aber die S<sup>2</sup>O<sup>2</sup> sehr leicht in  
 14 SO<sup>2</sup> u S.  
 15 Flüssige schweflige Säure, (wasser)haltige. Man erhitzt 10 Grmm Cu späne  
 16 u 30 Grmm engl. SO<sup>3</sup> in einem Kolben im Sandbade bis der Rückstand  
 17 trocken geworden ist; man schlägt 106 Grmm reines Aq vor u bekommt 111  
 18 Grmm SO<sup>2</sup> von 1,020 spec. Gew. Diese Sre enthält nur 1 Spur SO<sup>3</sup>. Bei

**Formel 41**

**Formel 42**

<sup>597</sup> Vgl. PIERER (1843), Bd 17, 510: „2) (Chem.), s. Vorlage[...]*Glasglocke mit Ansatzrohr für eine Vakuumpumpe zum Herstellen eines luftleren Raumes (Phys.)*“; es handelt sich hier um eine Art Vakuumdestillation.

<sup>598</sup> Vgl. HOLLEMAN/WIBERG (1985), 328: „*Siedepunkt -10 °C, Chlarant-Bildung.*“

<sup>599</sup> Pièrre Eugène Marcellin Berthollet (1748–1822), L. GMELIN (1843), Bd 1, 612 bemerkt dazu Folgendes: „*das spec. Gewicht ist nach Berthollet 1,040,*“

<sup>600</sup> Gemeint sind von Wackenroder Halogenoxidsäuren, wie z. B. Chlorsäure.

<sup>601</sup> Schwefelleber

19 dieser Darstellung erhält man im Rückstande,  $\text{CuO}$ ,  $\text{SO}^3$  aber zugleich auch  
 20 ein wenig  $\text{SCu}$ . Dessen Entstehung von der gewöhnlichen Theorie nicht erklärt  
 21 wird. Es müßte also 1 Theil der  $\text{SO}^3$  ganz reduziert werden. Wenn man  $\text{SO}^2$  bloß  
 22 in (Wasser) aufgelöst haben will, oder die Sre bis zum Ueberschuß in alkalische Flüssigkeit  
 23 leitet, so kann man sie noch viel billiger u leichter darstellen. Man nimmt 20  
 24 Grmm gröblich zerdrückte Holzkohle u 40 Grmm engl.  $\text{SO}^3$ ; man mengt in einer  
 25 Reibschale u schüttet auf Papier das feuchte Kohlenpulver in einen Kolben; fügt  
 26 eine einfache Gasleitungsröhre an, daß sie [--?--] fsteigt man schlägt 150 Grmm  
 27 (Wasser) in einer anderen Flasche vor die man ganz anfüllen kann; man kann sehr gut  
 28 über der Oellampe das Gemenge erhitzen, so lange als noch sich Gas entwickelt v  $\text{SO}^2$   
 29 u  $\text{CO}_2$ . Man erhält eine von  $\text{SO}^3$  bis f ein minimum völlig reine  $\text{SO}_2$  von 1,031 spec.  
 30 Gewicht bei  $+8^\circ\text{C}$ . Man kann auch zerstückeltes Holz t  $\text{SO}^3$  kochen, allein in diesem Falle  
 31 wird die  $\text{SO}^3$  allmählig wässrig, folglich weniger wirksam.  
 32 Die flüssige  $\text{SO}^2$  ist ein völlig farbloses Liquidum von starkem Geruch nach  $\text{SO}^2$ , sie  
 33 röthet das Lackmuspapier stark, aber bleicht es nicht. Sie wird in Berührung t at-  
 34 mosphärischer Luft allmählig u nach längerer Zeit ganzlich in  $\text{SO}^3$  verwandelt. Sie  
 35 wird durch Kochen allmählig zersetzt u  $\text{SO}^2$  entweicht vollständig s dem (Wasser). Sie zer-  
 36 setzt sich wie schon angegeben t den meisten H säuren namentlich t  $\text{H}^2\text{S}$  indem  
 37 immer 3 at S abgeschieden werden gegen 2 at. gebildetes (Wasser). Indessen scheint es doch,  
 38 daß die Zersetzung der  $\text{SO}^2$  durch  $\text{H}^2\text{S}$  nicht leicht vollständig vollständig kann be-  
 39 wirkt werden, in einer Flüssigkeit, sie reduziert sehr leicht  $\text{KO}$ ,  $\text{CrO}^3$  rothes,  
 40  $\text{Ag}[\text{?}]\text{O}$ ,  $\text{SO}^3$ ,  $\text{HgO}$ ,  $\text{N}^2\text{O}^5$  u die Superoxyde etc. Sie giebt t  $\text{BaCl}^2$  selbst im frischen  
 41 Zustande gewöhnlich schon eine ganz geringe Trübung, fügt man  $[\text{6}]\text{H}[\text{?}]\text{N}$  hinzu, so  
 42 schlägt sich  $\text{BaO}$ ,  $\text{SO}^2$  voluminös nieder aber dieses löst sich in  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  sehr schnell u  
 43 rasch wieder f.

**Zeichnung 18**

- 66

01 Unterschweflige Säure=  $\text{S}^2\text{O}^2$  besteht nur in Verbdg t Salzbasen, aber nicht  
 02 in Verbdg t (Wasser), indessen, unter gew. Umstände zb bei Gegenwart anderer Sren  
 03 u bei starker Verdünnung zersetzt sich die Sre nicht vollständig. Die  $\text{S}^2\text{O}^2$  entsteht  
 04 f mancherlei Art, entweder durch eine Schwefelung der  $\text{SO}^2$  oder auch durch eine  
 05 schwache Oxydation des S; namentlich wenn man flöbte Sulfide der Erd u  
 06 Alkalimetalle der Luft ssetzt. Die zersetzten S lebern sollen sich nun all-  
 07 mählig in  $\text{SO}^3$  Salze verwandeln, allein, wenn  $\text{KO}$  oder  $\text{NaO}$  in hinlänglicher Menge vor-  
 08 handen ist, so findet keine höhere Oxydation statt. Läßt man Hep.sulphur trocken  
 09 an der Luft liegen, so mag wohl auch  $\text{SO}^3$  Salze entstehen, wird S t einem Alkali  
 10 oder Erdalkali entweder gekocht oder einer ganz gelinden Glühhitze sgesetzt,  
 11 so wird ebenfalls nur unterschwefliges Salz gebildet, während ein Sulfid  
 12 u zwar wohl meistens 15fach S metall entsteht; glüht man aber sehr stark  
 13 ohne Gegenwart von (Wasser) zb,  $\text{S}+\text{CaO}$  so kann keine  $\text{S}^2\text{O}^2$  entstehen, weil die  
 14  $\text{S}^2\text{O}^2$  sren Salze durch Glühen zersetzt werden. Unser gewöhnliches Hep. Sulfurii  
 15 salin. ist demnach meistens ein Gemenge v  $\text{KO}$ ,  $\text{S}^2\text{O}^2$ ,  $\text{KO}$ ,  $\text{SO}^3$ ,  $\text{KS}^5$ ; zuweilen  
 16 fehlt auch wohl die  $\text{SO}^3$  vollkommen darin. Wenn man die Aflösung der S leber  
 17 t  $\text{MnO}^2$  behandelt, so wird das in der Lösung befindliche Sulfid ebenfalls  
 18 in  $\text{S}^2\text{O}^2$  sres Salz verwandelt u der Ueberschuß von S fällt in Substanz  
 19 nieder; nimmt man nun eine Aflösung von S in  $\text{CaO}$ ,  $\text{BaO}$ , oder  $\text{KO}$  lösung  
 20 so findet sich nachher in der Flüssigkeit gar keine  $\text{SO}^3$ . Wenn man S alkalien  
 21 t  $\text{SO}^2$  bis zu einem gewissen Punkte behandelt, so bildet sich ebenfalls wieder  
 22  $\text{S}^2\text{O}^2$  res Salz. Hieraus folgt daß in der S leber keine  $\text{SO}^2$  vorhanden sein.kann<sup>602</sup>  
 23 Wenn umgekehrt f  $\text{SO}^2$  von Alkalien  $\text{H}^2\text{S}$  einwirkt, so wird  $\text{S}^2\text{O}^2$  es Alkali  
 24 gebildet; es entsteht auch wie es scheint gerade die  $\text{S}^2\text{O}^2$  wenn man f flüssige  
 25  $\text{SO}^2$ ,  $\text{H}^2\text{S}$  einwirken läßt. Wenn man  $\text{SO}^2$  re Alkalien t S kocht, so wird  
 26 ebenfalls  $\text{S}^2\text{O}^2$  res Alkali gebildet u wenn man  $\text{Zn}$  oder  $\text{Fe}$  t  $\text{SO}^2$  behandelt  
 27 so oxydiren sich die Metalle f kosten der  $\text{SO}^2$  u es entstehen  $\text{S}^2\text{O}^2$ ,  $\text{FeO}$ , oder

**Formel 43****Formel 44**

<sup>602</sup> Das Wort „kann“ könnte mit einem Bleistift nachträglich geschrieben worden sein.

28 ZnO. Wenn man (wasser)leere  $\text{SO}^3$  t S in Berührung bringt, so entsteht eine  
29 braune, grüne oder blaue Verbindg, welche ebenfalls eine niedrigere  
30 Oxydationsstufe des S sein muß. Die N[?] ist bis jetzt für sich gar nicht dar-  
31 gestellt worden, wenn man nicht --?--wenn gelten lassen will, die Flüssigkt in welcher  $\text{SO}^2$  t  $\text{H}^2\text{S}$   
32 behandelt wurde; die früheren Angaben v Langlois<sup>603</sup> über die  $\text{S}^2\text{O}^2$  waren  
33 irrthümlich u bezogen sich f eine andre Sre Oder Salz. Nur in Verbindg t  
34 Salzbasen ist die Sre vollkommen beständig u die Lösung dieser Salze können  
35 gekocht werden ohne sich zu verändern. An der Luft verwandeln sie sich gar nicht  
36 leicht; die  $\text{S}^2\text{O}^2$  von Alkalien u alkalischen Erden sind alle sehr leicht löslich, sie  
37 reagiren neutral, sie geben t den meisten Metalllösungen Ndrschläge,  
38 indem sich Sulfide bilden oder Oxysulfide indem zugleich der Rest des Salz  
39 durch den O der Metalloxyde zu  $\text{SO}^3$ ; anstatt der Sulfide entstehen meistens  
40 Oxysulfide t anderen Haloidsalzen. Die  $\text{S}^2\text{O}^2$  ren Alkalien geben t Ag lösung  
41 sehr leicht u schnell AgS, wenn ein Ueberschuß v  $\text{S}^2\text{O}^2$  Alkalien vorhanden ist, so  
42 lößen sich darin Alle Ag salze f, werden aber nach Zusatz von irgend einer

**Formel 45**

- 67

01 Sre als AgS gefällt. Wenn die  $\text{S}^2\text{O}^2$  ren Alkalien t überschüssiger Sre ver=  
02 setzt werden, so wird die  $\text{S}^2\text{O}^2$  in Freiheit gesetzt, aber sie besteht t (Wasser) nicht u sie  
03 zerlegt sich fortwährend in S u  $\text{SO}^2$ . Wenn man Hepar sulfur calca.<sup>604</sup> t  $\text{SO}^3$   
04 zersetzt so lange noch Lac sulphur<sup>605</sup> niederfällt, hierauf filtrirt u dann noch  
05 mehr  $\text{SO}^3$  zufügt, so zerlegt sich nunmehr die in Freiheit gesetzte  $\text{S}^2\text{O}^2$ , in  $\text{SO}^2$   
06 u in S langsam, der S scheidet sich als gelbes Pulver ab oder auch anfangs in gelben  
07 Tropfen; wird die schwach angesäuerte Flüssigkt gar xstallisch abgedampft,  
08 so erhält man ein in Schuppe xstallen[es] Salz welch  $\text{KO}, \text{SO}^3$  neben,  $\text{KO}, \text{S}^2\text{O}^2$  als  
09 Doppelsalz. Dieses Salz reagirt völlig neutral, ist im (Wasser) ziemlich leicht lös=  
10 lich u verhält sich gegen die Metalllösungen als wesentlich  $\text{S}^2\text{O}^2$  res KO, u die  
11 Lösung t einer starken Sre vermischt giebt allmählig eine Trübung v S u  
12 riecht nach  $\text{SO}^2$ .  
13 Unterschwefelsäure =  $\text{S}^2\text{O}^5$ +aq oder einer Salzbasis; diese Säure  
14 entsteht nur allein s der  $\text{SO}^2$  durch eine mäßige Oxydation mittelst  
15  $\text{MnO}^2$ , allein es entsteht gewöhnlich auch etwas  $\text{SO}^3$  t, man hat angegeben  
16 in dem Falle wenn daß Mn oxyd im Braunstein wäre, oder daß die Flüssigkt  
17 sich erhitzt denn 3 at  $\text{SO}^2$  u 2 at  $\text{MnO}^2$  geb 1 at  $\text{S}^2\text{O}^5$  u 1 at  $\text{SO}^3$  MnO.  
18 Man mischt guten fein gepulverten  $\text{MnO}^2$  t (Wasser) u indem man öfters umrührt  
19 leitet man  $\text{SO}^2$  gas durch; man nimmt ziemlich viel (Wasser), damit die Flüssigkt  
20 sich nicht erwärmt; wird das  $\text{SO}^2$  gar nicht mehr absorbirt, so filtrirt  
21 man die Flüssigkt oder läßt sie absetzen; giebt nun BaO(wasser) hinzu, bis dieses  
22 keinen Ndrschlg v MnO u BaO,  $\text{SO}^3$  mehr giebt; in der Flüssigkt bleibt  $\text{S}^2\text{O}^5$ , BaO,  
23 die man xstallisiren kann, wird eine Lösung derselben genau t  $\text{SO}^3$  versetzt,  
24 so kann man die Flüssigkt gelinde verdampfen, zuletzt ohne Wärme unter  
25 der Luftpumpe. Die geruch u farblose sehr sauer schmeckende Flüssigkt ist  
26  $\text{S}^2\text{O}^5$  hydrat, v 1,347 sp. Gew. wird sie stärker concentr. oder bis zu 100°  
27 erhitzt, so zerlegt sie sich in  $\text{SO}^3$ +aq u in  $\text{SO}^2$ ; man kann aber dieseSre  
28 nicht schweflige  $\text{SO}^3$  nennen, weil in ihren neutralen Salzen immer  $\text{S}^2$   
29 enthalten sind. Wenn man das Hydrat lange Zeit der Luft ssetzt, so verwandelt  
30 es sich in 2  $\text{SO}^3$ , aber die  $\text{S}^2\text{O}^5$  ren Salze welche sämmtlich leicht löslich sind ver=  
31 ändern sich an der Luft nicht, fügt man eine Mineralsre  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  zu u kocht die  
32 Flüssigkt, so bekommt man  $\text{SO}^2$ , u  $\text{SO}^3$  ist eine Basis, zb BaO zugegen, so ent=  
33 steht ein unlöslicher Ndrschlg. Die Sre lößt Zn u Fe unter H entwicklg  
34 f, durch  $\text{MnO}^2$ ,  $\text{Cl}^2$ ,  $\text{N}^2\text{O}^5$  verwandelt sie sich in 2  $\text{SO}^3$ ;  $\text{H}^2\text{S}$  verändert diese

**Formel 46**

<sup>603</sup> Charles Langlois (1800–1880) war ein französischer Chemiker, auch L. GMELIN (1843), Bd 1, 613 verweist bei den Schwefelverbindungen auf ihn.

<sup>604</sup> Kalkschwefelleber, Calciumpolysulfide,  $\text{CaS}_x$

<sup>605</sup> Schwefelmilch ist frischgefällter, fein verteilter Schwefel, der als Medikament verwendet wurde.

35 Sre gar nicht. Die  $S^2O^5$  u die unterschweiflige Sre enthalten immer  $S^2$   
 36 sie bilden eine besondere Reihe an Oxydationsstufen des S, eine eigen=  
 37 thümliche Classe v  $SO^3$ ; man hat in neuster Zeit noch 2 3 andere hier-  
 38 her gehörige Verbindungen entdeckt, nemlich geschwefelte Unter  $SO^3$ .

- 68

01 = #  $S^2O^5 + S = S^3O^5$ . wenn man sres schweflichsres KO mit S blumen digerirt  
 02 ohne zu Kochen 3 4 Tage lang, so wird die Flüssigkt gelb u dann wieder  
 03 farblos, man kann sich denken; man erhält durch Xstallisation s der erwähnten  
 04 Flüssigkt prismatische Xstalle die leicht löslich sind, wird ihrer Lösung  
 05  $SO^3$  zugesetzt so scheidet sich S ab u  $SO^2$  wird frei wie bei dem unterschweif=  
 06 lichtsren KO; mittelst Ueberchlorsre kann man das KO niederschlagen u die  
 07 Flüssigkt verdunsten [lassen]; bei starker Erhitzung giebt sie aber  $SO^2$  [a]b, es bleibt  
 08  $SO^3$  zurück u S fällt nieder. Gegen Hg u Ag salze verhält sich das KO salz  
 09 ganz so wie unterschweifliges KO, wofür es auch von Langlois angesehen  
 10 wurde.

**Formel 47**

11 Zweifachgeschwefelte Unterschweifelsäure =  $S^2O^5 + S^2 = S^4O^5$ ,  
 12 wenn man Jd in unterschweifligsre Alkalien flößt, so bildet sich diese  
 13 Oxydationsstufe des S. nemlich: 1. wenn[?] man  $S^2O^2$  sre BaO anwendet, so  
 14 kann man t Alkohol das  $Jd^2Ba$ , sziehen u das 2fachgeschwefelte unterschweifel=  
 15 sre BaO, hinterbleibt; durch vorsichtigen Zusatz v  $SO^3$  entfernt man das BaO  
 16 u die Sre des S bleibt fgelößt; man kann die Lösung etwas concentriren  
 17 aber sie ist leicht zersetzbar, namentlich beim Kochen entweicht  $SO^2$  u  
 18  $SO^3$  bleibt zurück u 2 S fallen nieder. Gegen Metalllösungen verhält sie  
 19 sich ganz wie die Unterschweiflig Sre, Ag, Hg geben damit 1 schwarzen Ndrschlag.  
 20 Es ist nicht wahrscheinlich daß eine 3fachgeschwefelte Unterschweifelsre existirt =  
 21 =  $S^5O^5$  was dann freilich unser gewöhnliche geschwefelte Unter  $SO^3$  sein muß.  
 22 Der Unterschied wäre nur in der Sättigungscapazität zu suchen.

**Formel 48**

23 Schwefel Verbindungen des S mit Wasserstoff

24 Schwefel u Wasserstoff.

25 Schwefelwasserstoffsäure =  $H^2S$  <sup>606</sup> = 1 at = 1aeq = 2 vol. 2/6 vol. S  
 26 = spec. G. v 2,2180 2 vol. H = spec. Ge 0,1376 2 vol.  $H^2S$  = 2,3556  
 27 1 vol.  $H^2S$  = spec. Gew. 1,1778 haben; es bildet sich das  $H^2S$  sehr häufig  
 28 u zwar in Allen Fällen wo H u S im Entwicklungsmoment zusammen-  
 29 treffen, eine direkte Verbindg entsteht also vornehmlich, wenn man Sulfide  
 30 durch O oder H sren zerlegt; einige Sulfide zb  $Sb^2S^5$ , PbS, CuS ~~wird~~  
 31 geben erst t concentr.  $H^2Cl^2$   $H^2S$ . Bei den O sren wird das (Wasser) zersetzt  
 32 bei den H sren entstehen Haloidsalze; nicht das Hydrat(wasser) sondern das Verdünungs-  
 33 (wasser) wird zersetzt. Das  $H^2S$  kann [man] nicht über Hg fgefangen, weil es allmählich  
 34 davon zersetzt wird, gleich wie von vielen anderen Metallen; man kann auch  
 35 beim Faulen S haltiger organ. Körper meisten[s] t P u CH; wenn  $SO^3$  re Salze  
 36 t faulenden organ. Körpern zusammen kommen, so werden die  $SO^3$  ren Salze der Alkalien  
 37 u alkalischen Erden zu Sulfiden reduziert, u diese Sulfide werden durch die  $CO^2$

**Formel 49**

- 69

01 der Luft wieder zersetzt u so entsteht  $H^2S$ .  
 02 Eigenschaften; sie ist ein farbloses Gas, welches aber schon bei 1 Drck v 7 At=  
 03 mospha[ä]ren in eine farblose Flüssigkt verwandelt wird, welche 1 spec. Gew. v  
 04 0,9 besitzt. Das Gas besitzt bekanntlich einen eigenth. penetranten unange.  
 05 Geruch welcher den Kopf einnimmt u die Geruchsnerven momentan abstumpft;  
 06 in Menge riecht es etwas süßlich, schädlich ist dasselbe ganz u gar nicht, wenn es  
 07 t Luft gemischt ist; aber in Menge eingeathmet, rein oder t Luft vermischt  
 08 wirkt es außerordentlich schnell tödlich u ganz ähnlich dem  $H^2Cy^2$ ; es kommt zu[?]

09 Asphyxie<sup>607</sup> u hinterläßt oftmals lange eine Verdunklung des Gesichtes; manche  
 10 Thiere sind außerordentlich empfindlich, die Vögel; man giebt 1/150 H<sup>2</sup>S so zum  
 11 tödten[?]; die niederen Thiere sehr viel mehr; das schnellste Gegenmittel ist Cl<sup>2</sup>  
 12 in gering[er] Menge. Das Gas schmeckt schwach bitter, sauer, hintennach süßlich zusammen  
 13 ziehend. [—] Trockenes Lack[mu]spap[ie]r wird von der H<sup>2</sup>S gar nicht verändert, feuchtes  
 14 wird erst rothgefärbt, u nach einiger Zeit grauweiß, aber das Pigment ist  
 15 dann ganz zerstört; ein Zusatz v SO<sup>3</sup> verändert die graue Farbe nicht mehr, Lack[mu]s=  
 16 tincktur wird vom Gase nur roth gefärbt, nicht entfärbt; das Gas wird vom (Wasser)  
 17 nur wenig absorbirt, bei mittler Temptr [das] 21/2 3 fache; verdünnte sre Flüssigkten  
 18 absorbiren von dem Gase ebenso viel, wenigstens, vielleicht noch mehr H<sup>2</sup>S gas.  
 19 Salzhaltige concentrte Flüssigkten nehmen aber viel weniger vom Gase f u ebenso  
 20 warmes (Wasser), oder concentr Sren. Alkohol absorbirt das 6 fache, auch Aether u  
 21 Oele nehmen das Gas reichlicher als (Wasser) f; das Gas unterhält das Verbrennen der  
 22 Körper nicht, ~~was~~ brennt selbst sehr leicht unter Bildung v (Wasser), u SO<sup>2</sup>; wenn  
 23 beim Verbrennen nicht genug O zutreten kann, so scheidet sich S ab; [mit] O gas gemengt u  
 24 entzündet detonirt das Gas sehr heftig u 1 vol. des Gases bedarf 1 1/2 vol. O gas, nemlich  
 25 1/6 vol S erfordert 1 vol. O u giebt 1 vol. SO<sup>2</sup> gas; 1 vol. H erfordert 1/2 vol  
 26 O gas u giebt[t] 1 vol. (Wasser)gas; trocknes O gas verändert H<sup>2</sup>S gar nicht im mindesten,  
 27 aber sowie Feuchtigkt zukommt, oxydirt sich H u das S wird abgeschieden, ohne Alle  
 28 Oxydation. Durch starke Erhitzung zerlegt sich das Gas in (Wasser) u S. aber nur theilweise,  
 29 u ebensowenig durch ein anhaltendes Elektrifisiren. Ein vol. SO<sup>2</sup> u 1 1/2 vol. H<sup>2</sup>S  
 30 können sich zu einem gelben Regen zu unbekannter Mischung bilden; wenn aber  
 31 (Wasser) zugegen ist so zersetzen sich beide, es entsteht (Wasser) u 1 At S fällt nieder s der SO<sup>2</sup> u  
 32 2 At s dem H<sup>2</sup>S; diese Zersetzung ist aber wie schon erwähnt nichts weniger als  
 33 vollständig; concentrtr N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> besonders gelbe Sren zersetzen das Gas sehr rasch u  
 34 stark; wenn die salpetrige N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> sehr concentrtr ist, so entzündet sich das Gas selbst,  
 35 Cl<sup>2</sup>, Jd<sup>2</sup>, Br<sup>2</sup> scheiden [au]s dem H<sup>2</sup>S den H mit größter Leichtigkt ab; bei starker  
 36 Verdünnung wirkt aber die N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> nicht darauf ein, auch nicht die SO<sup>3</sup>; aber N<sup>2</sup>O<sup>4</sup>,  
 37 chlorige Sre, SO<sup>2</sup> zersetzen das Gas auch bei starker Verdünnung. Viele Metalle  
 38 scheiden bei gewöhnlicher andere bei hoher Temperatur den S ab, u lassen den H  
 39 übrig; die meisten Metalloxyde u ihre Salze, nehmen aber den S u H zugleich  
 40 f; wenn das gebildete S metall von Sren nicht oder nicht leicht fgelöst wird, so  
 41 hindert die sogenannte[gebildete-?] Sre die Bildung des Sulfides nicht.

**Formel 50**

- 70

01 In entgegengesetzten Falle kann kein Sulfid entstehen. Es hängt v der Reacktion  
 02 des H<sup>2</sup>S f die Metalllösung immer ab, von der Art der Sre u von der Stärke der=  
 03 selben; sgezeichnet verhalten sich noch Co u Ni salze; wenn nemlich mal CoS entstanden  
 04 ist durch alkalische Sulfide, zb. wenn man gew. Brunnen(wasser) anwendet, so daß sich etwas  
 05 CoS bilden kann, so bildet sich 1 schwarzer Ndrschlg v CoS oder NiS, der in verdünnten  
 06 Sren nicht wieder verschwindet.<sup>608</sup>  
 07 Flüssige Schwefelwasserstoffsre: die (wäss)rige Lösg ~~des S~~ bereitet man ganz schwach  
 08 durch hineinleiten des Gases in ganz reines destillts (Wasser); es ist nicht nöthig das  
 09 (Wasser) so zu sättigen wie bei Bereitung der Cl(wassers). Es reicht [au]s ein t einem  
 10 Glasstöpsel verschließbares Glas beinahe t (Wasser) fzufüllen u dann 5 10 Minuten  
 11 lang H<sup>2</sup>S gas durchzuleiten; man bedarf für etwa 8 Unz. Flüssigkt, kaum  
 12 1 Drachme gutes FeS, welches t einer Unze verd. SO<sup>3</sup> übergossen wird,  
 13 welche 1/5 1/6 conc. SO<sup>3</sup> enthält. Man kann das Preparat nur ganz kurze  
 14 Zeit fbewahren u wenn es als inneres Mittel ~~bereitet~~ angewendet werden soll muß  
 15 es frisch bereitet sein. Es ist ein völlig klares farbloses Liquidum, in  
 16 gut schließenden Gläsern t Glasstopfen hat[hält] sich die Flüssigkt mehrere Tage  
 17 lang ganz klar, aber durch Einwirkung der Luft wird das H allmählig  
 18 gänzlich zu Aq oxydirt u S scheidet sich. Wenn (Wasser) welche CaO,CO<sup>2</sup> enthält,

<sup>607</sup> „Pulslosigkeit“ (griech.) ist das Aussetzen der Atmung infolge einer Lähmung des Atemzentrums.

<sup>608</sup> Diese Erfahrung macht man sich noch heute beim Trennungsgang der Kationen zu Nutze.

19 so entsteht auf der Stelle CaS u die Flüssigkt trübt sich, bei Zutritt der  
 20 Luft augenblicklich; schmeckt nicht sauer. Die Flüssigkt reagirt  
 21 ziemlich stark sauer, aber das Papier wird nicht in der Flüssigkt gebleicht.  
 22 Bei sehr langem Liegen wird allerdings die rothe Farbe etwas ins graue  
 23 gezogen; beim Schütteln der Flüssigkt entweicht aus dem gesättigten (Wasser) etwas Gas  
 24 zum Zeichen der völligen Sättigung; der  $H^2S$  geht durch erwärmen ganz s  
 25 dem (Wasser) fort, wobei aber zuweilen ein bischen  $H^2S$  sich zersetzt u S sich ab=  
 26 scheidet; die letzten Spuren v  $H^2S$  entweichen aber nur schwierig daraus. Mit  
 27 einem gleich vol. Conc.  $SO^3$  vermischt trübt sich die Flüssigkt etwas vom S  
 28 indem das H sich oxydirt, ebenso t 1 gleichen vol. conc.  $N^2O^5$ , die letzte  
 29 Reduktion ist stärker als die erstere.  $Cl^2$ ,  $SO^2$ ,  $N^2O^4$  scheiden viel S daraus  
 30 ab. Auf die Metallsolut wirkt die flüssige  $H^2S$  stark ein, natürlich aber  
 31 immer schwächer als das Gas direct. Mit neutr Ni oder Co lösung versetzt  
 32 darf durchaus kein schwarzer Ndrschlg entstehen; wenn 1 schwarze Trübung v NiS  
 33 entsteht, so zeigt dieß an, daß zur Darstellung gew. Brunnen(wasser) genommen wurde,  
 34 also CaS in dem  $H^2S$  enthalten war. Gyps zeigt diese Wirkung nicht, weil  
 35  $CaO, SO^3$  [vo]m  $H^2S$  nicht zerlegt wird. Uebrigens muß das (Wasser) mit  $BaCl^2$  u  
 36  $KO, \bar{O}$  keine Trübung geben.  $Fe^2O^3, \bar{A}$  giebt t  $H^2S$  einen grauen oder  
 37 ganz schwarzen Ndrschlag;  
 38 Hahnemanns Weinprobe,<sup>609</sup> eine Auflsg v  $H^2S$  in (Wasser) mit Tr oder auch t  
 39  $H^2Cl^2$  versetzt; nach der ursprünglichen Vorschrift sollte man 3 d<sup>610</sup> CaS t 16 Unz[?] (Wasser)

- 71

01 u 1 Unz[?] Tr in 1 Medizinglas schütten u klären lassen; es entsteht CaO, Tr größten-  
 02 theils sich absetzt u  $H^2S$  löste sich auf; man sollte nun die Flüssigkt in kl.  
 03 Gläser vertheilen, nachdem man ihn 1/2 Unz[?]Tr. zugefügt hatte. Diese Flüssigkt  
 04 schimmelt sehr leicht u zersetzt sich vollkommen; deshalb schlug man [vo]r  $H^2Cl^2$  zu-  
 05 [zu]fügen. Nach der preuss. Pharm. soll man Unz[?] in  $H^2S$  aq. t 1 dr.  $H^2Cl^2$  vermischen.  
 06 Es war bei diesem Preparat die Absicht die Wirkg[?] des  $H^2S$  f das FeO zu haben,  
 07 wenn man das Präparat benutzte um Pb in dem Weine zu entdecken; es ist  
 08 klar, daß man dieses Präparat nicht mehr gebraucht, seit man die Wirkg  
 09 des  $H^2S$  f die Metalle kennt.

10 Ueberschwefelwasserstoffsäure oder 5fach  $H^2S^5$ <sup>611</sup> = Hydrathionige Säure, **Formel 51**  
 11 H schwefel, H supersulfid; wenn 5fach S metall der Alkali u alkalischen  
 12 Erden t conc. Sre vermischt werden, so verbindet sich das H mit dem S in  
 13 den angegebenen Verhältnisse; so bei Zersetzung des Hep sulphur [mi]t  
 14  $SO^3$ . Diese Verbindung soll immer nicht ganz durch die angegebene Formel  
 15 repräsentirt werden, sondern Thenard<sup>612</sup> will 14 18 At S darin gefunden haben.  
 16 Am besten u reinsten erhalt man sie folgendermaßen. Man kocht 12 gramm  
 17 Fl. sulphur u 12 gramm CaO t 100 gramm (Wasser) 1/2 1 Stunde lang u filtrirt die  
 18 Flüssigkt, man gießt nun die Flüssigkt noch warm in 1 unten verstopfbaren  
 19 Trichter, worin sich etwa Unz[?] in mäßig starke  $H^2Cl^2$  befinden; man rührt beim  
 20 Vermischen gut um u alsdann setzt sich in dem Schnabel des Trichters eine gelbe oel=  
 21 artige Flüssigkt ab, welche eben  $H^2S^5$  ist. Wenn man die Flüssigkten ver=  
 22 dünnt mit einander mischt so bekommt man 1 Ndrschlg v Schwefelmilch [aus] fachen[4fachen] 4 At S.  
 23 1 at S +  $H^2$  oder  $H^2S$  entweicht. Das  $H^2S^2$ [<sup>5</sup>] ist 1 citronengelbe durchsichtige  
 24 oelartige klare Flüssigkt, die aber bei einem Ueberschuß v S unklar wird  
 25 klebrig, dickflüssig; sie soll bei der rechten Verbindg 1 spec. Gew. = 1,769  
 26 haben; sie zersetzt sich für sich sehr bald u fortwährend, es entweicht immer

<sup>609</sup> Nach dem Begründer der Homöopathie, Samuel Christian Friedrich Hahnemann (1755–1843) benannte Probe auf Bleiglatte [Blei-(II)-oxid ( $PbO$ )] und war Zusatz bei Wein; die Bereitung erfolgte laut PIERER (1842), Bd 9, 28: „1 Drachme Schwefelkalk und ebensoviele krystallisierte Weinsteinssäure mit 16 Unzen kaltem, destilliertem Wasser.“

<sup>610</sup> Zeichen für Drachmen, diese Zusammensetzung wurde damals vorgeschlagen.

<sup>611</sup> L. GMELIN (1843) Bd 1, 631–633 nennt diese Säure unter der Formel  $HS^5$ .

<sup>612</sup> Louis Jacques Thénard (1777–1857) war französischer Chemiker und arbeitete eng mit Joseph Louis Gay-Lussac (1778–1850) zusammen.

27  $\text{H}^2\text{S}$  daraus, die Flüssigkt wird klebrig u zuletzt hinterbleibt reiner S.  
28 Diese Zersetzung wird gerade wie beim S superoxyd erzeugt, wenn man conc.  
29 Salzsre darauf stehen läßt; sie riecht immer nach  $\text{H}^2\text{S}$  u noch viel widerlicher  
30 schmeckt bitter u beißend nach S, f der Haut bringt sie eine geringe stechende  
31 Empfindg hervor u es bildet sich 1 weißer Fleck v S. Die Zersetzung wird  
32 durch Kohle, Pt schwamm,  $\text{MnO}^2$ , beschleunigt, auch durch  $\text{SiO}^3$ ; gerade wie  
33 die Zersetzung des H superoxydes. Hingegen wenn man Salzsre darauf schüttet,  
34 hält sie sich länger. Giebt man KO darauf, so scheidet sich zuerst S ab,  
35 durch längere Berührung lößt sich aber der S wieder auf.  $\text{H}^6\text{N}^2$  giebt damit  
36  $\text{H}^8\text{N}^2$ , S. Diese H verbindungen entsprechen nun die höheren Schwefelungs=  
37 stufen, das Alkali u Erdalkalimetalle, u insofern kann man diese  
38 Verbindung über  $\text{H}^2\text{S}^5$  säure genannt werden.

**Formel 52**

01 Schwefelmilch;<sup>613</sup> es ist fein zertheilter [au]s  $\text{KS}^5$  durch eine Sre nieder-  
02 geschlagener S von eigenthümlichem Aggregatzustand; mit einem kleinen  
03 constanten Gehalte von H der noch lange nicht 1 At H beträgt; die regel=  
04 recht dargestellte Schwefelmilch erscheint bei 330 [facher] Vergrößerung s einzelnen  
05 glänzenden Körnern, ohne Xstallfasetten versehen; während das langsam s  
06 der  $\text{S}^2\text{O}^2$  abgeschiedene S in Körnern erscheint, gleichsam t kl. Xstallflächen.  
07 Die Körner der S milch haben die Größe der Blutkörperchen u sind nicht ganz  
08 rund. Die S milch s dem CaS erscheint unter dem Microscop im ganzen  
09 ebenso, aber in Masse ist das Präparat von einer anderen Farbe u die S blumen  
10 zeigen bei starker Vergrößerung Verzweigungen u sind diese Verzweigungen  
11 gleichsam zusammengewachsene Xstalle. Die älteste Methode war S blumen  
12 in einer concentrirten KO lauge fzulösen; die Flüssigkt welche man erhielt  
13 ist also nichts anderes als 1 Lösg v 2 at  $\text{KS}^5 + 2 \text{S}^2\text{O}^2$ , KO, diese Flüssigkt wurde  
14 mit  $\text{SO}^3$  gefällt, es ist aber vollkommen dasselbe, wenn man 1 f trockenem  
15 Wege bereitetes  $\text{KS}^5$  anwendet. Man schmilzt 100 grmm KO, reine, u 50 grmm  
16 S blumen in 1 hessischen Tiegel; man kann auch =[gleiche] Theile nehmen, die A[u]s=  
17 beute ist dann etwas größer, aber man muß alsdann stärker schmelzen.  
18 Die S leber wird in 1 blanken eisern Mörser sgegossen; sie wird dann in  
19 dem 8 fachen (Wasser) fgelöst, filtrirt; man bekommt immer 1 Rückstand v  $\text{SiO}^3$ ,  
20 von einer kl. Menge Fe, s den S blumen oder Anwendung des metall. Fe[Ei]ses.  
21 Die Lösung muß man aber in 1em bedeckten Gefäße 24 12 Stden stehen lassen;  
22 es setzen sich gewöhnlich noch Spuren v  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  oder FeS ab; auch CuS, u PbS würden  
23 sich abscheiden; man hat gemeint durch die gereinigte KO käme Cu in das Präparat.  
24 Es wird die geklärte Flüssigkt abgezogen u zuletzt noch 1 mal filtrirt; auch setzt sich  
25 ein bischen Sn manchmal ab; man zersetzt~~schlägt~~ nun die Flüssigkt meist durch  
26 langsames Zugießen gehörig reiner  $\text{SO}^3$ ; man braucht nur 1 gute engl.  
27  $\text{SO}^3$  t etwa 8 Th (Wasser) zu verdünnen;  $\text{H}^2\text{S}$  hindurchzuleiten u einige Tage stehen  
28 lassen, zur Zersetzung anzuwenden. Man muß die Flüssigkt beständig  
29 umrühren u langsam Sre zusetzen, bis die Flüssigkt das Lackmuspapier  
30 deutlich u constant röthet; als dann läßt man die Flüssigkt einige Zeit ruhig  
31 stehen um die klare Flüssigkt von dem Ndrschlg abzuziehen, oder noch besser  
32 man filtrirt sie alsbald. Die Flüssigkt läuft ganz klar u farblos durch,  
33 wird aber sehr bald milchig wegen Eintretender Zersetzung des  $\text{S}^2\text{O}^2$  in S u  
34  $\text{SO}^2$ ; sie riecht als dann nach  $\text{SO}^2$  besonders wenn man einen starken Ueber=  
35 schuß von  $\text{SO}^3$  anwendet. Man wäscht den Ndrschlg t kaltem (Wasser) s zuletzt t  
36 Regen(wasser) oder destillirtem (Wasser), u trocknet ihn ohne Anwendung von Wärme.  
37 Es beträgt die S milch von grauweißer Farbe 25 Gramm; wenn man aber die  
38 sre Flüssigkt längere Zeit stehen läßt, so erhält man 2 3 Grmm feinen weiß-  
39 gelblichen S der aber keine eigentliche S milch ist.

**Formel 53**

<sup>613</sup> Die Schwefelmilch war ein häufig verwendetes Medikament und wird deswegen ausführlich betrachtet; PIERER (1844), Bd 20, 350 sagt über dessen medizinische Verwendung: „ als vorzüglich auflösendes Mittel bei Abdominalstockungen [Abdomen = Bauch], häufig innerlich angewendet.“.

40 Wenn [man] die S milch s der CaS<sup>5</sup> machen will, so verfährt f folgende Art. 36 grmm

- 73

01 CaO werden t 108 Grmm (Wasseer) abgelöscht, es entsteht ein CaO Breÿ welchem man 72 S blumen  
 02 zusetzt; man erhitzt 480 Grmm (Wasser) in einer Porzellanschaale, trägt nun den Breÿ  
 03 in das kochende (Wasser) nach u nach ein u sieht darauf daß fortwährend die Flüssigkt  
 04 kocht; man hält die Flüssigkt 1/4 Stde lang im Sieden u ersetzt das Wasser wieder,  
 05 filtrirt u läßt die Flüssigkt 12 Stden stehen, gießt klar ab u filtrirt den Rest.  
 06 Fügt dann noch 480 Gramm (Wasser) hinzu; mischt der Flüssigkt unter Umrühren so viel verd.  
 07 gereinigte Salzsre hinzu, bis die Flüssigkt merklich sauer reagirt; der graulich  
 08 weiße Ndrschlg wird sogleich durch Filtration gesondert, wäscht ihn t kaltem (Wasser) vollständig  
 09 s, wobei er eine gelbliche Farbe annimmt. Man trocknet ihn an der Luft u be=  
 10 kommt 36 40 Gramm S milch; [au]s der filtrirten Flüssigkt setzt sich verhältnismäßig  
 11 viel gelber S ab; er beträgt wohl 51/2 Grmm, dampft man die sre Flüssigkt ab,  
 12 so zersetzt sich das S<sup>2</sup>O<sup>2</sup>, CaO vollständig.  
 13 Prüfung: die S milch muß ein zartes gar nicht körnig anzufühendes Pulver  
 14 sein von graulich weißer Farbe, wenn sie [au]s KS<sup>5</sup> dargestellt wurde, gelblichweiß  
 15 ist sie [au]s CaS<sup>2</sup>; grau fast braungrau erscheint sie nur, wenn FeS, PbS, CuS  
 16 darin enthalten sind; körnig kann sie sein von xstallinischem S oder KO,SO<sup>3</sup>; sie  
 17 darf nicht feucht sein als v[?] CaCl<sup>2</sup>, haftet aber sehr an den Fingern, sie ist beinahe  
 18 geruchlos nur sehr schwach nach H<sup>2</sup>S; in einem Glasrohr erhitzt entwickelt sich eine  
 19 ganz geringe Menge v H<sup>2</sup>S den man t Pb papier erkennen kann; in  
 20 einem Pt löffel oder Porzellanschaale verbrannt, darf kein Rückstand bleiben;  
 21 es kann sein KO,SO<sup>3</sup>, Fe<sup>2</sup>O<sup>3</sup>, CuO, SiO<sup>3</sup>, PbO,SO<sup>3</sup>; in der Glasröhre erkennt man  
 22 diese Rückstände ebenso nur werden PbS, Cu u Fe hinterbleiben; CaO,SO<sup>3</sup>  
 23 oder Al<sup>2</sup>O<sup>3</sup> hinterbleiben ebenfalls; es kommt jetzt manchmal 1 S milch im Handel  
 24 vor die fast die Hälfte CaOSO<sup>3</sup> enthält. Beim Kochen t KO lößt sich die S milch leicht  
 25 u klar f, ein schwarzes Pulver kann PbS, CuS, (oder) FeS sein; mit H<sup>6</sup>N<sup>2</sup> digerirt wird  
 26 dar[au]s jetzt Spuren As<sup>2</sup> fgelöst; mit kaltem (Wasser) übergossen u nach einiger Zeit ab=  
 27 filtrirt muß die Flüssigkt vollkommen neutral reagiren; mit BaCl<sup>2</sup> darf höchstens  
 28 nur 1 geringe Trübung v BaO,SO<sup>3</sup> entstehen; man hat gemeint daß die S milch sich beim  
 29 Aufbewahren allmählig Säure [bildet], aber dieß ist nicht der Fall, wenigstens t der voll=  
 30 ständig sgewaschenen S milch [au]s KS<sup>5</sup> leber; u wahrscheinlich auch bei der S milch  
 31 s CaS<sup>5</sup>. Wenn man sie t (Wasser) kocht, so wird eine geringe Oxydation des S stattfinden.<sup>614</sup>  
 32 Schwefelbalsam. Lösung des S in Fetten u flüssigen Oelen  
 33 Die Farbe, Geruch u Geschmack dieser Flüssigkt zeigt, daß das Oel eine Zersetzung  
 34 erlitten hat. 1 Th des S xstallisirt s der mäßig erhitzten Lösung namentlich der  
 35 flüssigen Oele wieder aus; erhitzt man den S stark in den Oelen, so bildet sich  
 36 eine schaumige lederartige in flüssigen Oelen unlösliche Verbindung; zwischen  
 37 fetten Oelen u S.  
 38 Schwefel Leinoel; man erhitzt am besten Leinoel in 1 Glasbe[häl]ter[?] bis zum  
 39 anfangenden Kochen u trägt die vorgeschriebene Menge S hinein; der S lößt  
 40 sich leicht auf u nach dem Erkalten hat man eine durchscheinende rothbraune dicke

- 74

01 ein wenig gelatinöse Masse, die sich t 3 Th Terpentinoel bei gelinder Erwärmung  
 02 vollkommen klar flößt.  
 03 Das Terpentinoel haltige geschwefelte Leinoel muß völlig klar von dunkelbrauner  
 04 Farbe sein; in anderen fetten Oelen lößt sich der S auch auf, aber diese S oel ist  
 05 gelatinös u weniger gut eignen sich andere Oele zur Aflsg als Leinoel. Indessen  
 06 führte man sonst ein Anisoel haltiges, lößt S in Mandeloel u setzte Anisoel  
 07 zu; aber man hatte auch ein anderes Präparat unter demselben Namen, welches blos  
 08 eine bloße Lösung von S in Leinoel war t Anisoel; von den Balsamträgern werden

<sup>614</sup> Vgl. A. DUFLOS (1867), 161 hierzu, der die Schwefelmilch deutlich weniger aufwendig prüfte.



09 auch jetzt noch Präparate ähnlicher Art gebraucht; indem man das v Balsam in Wach-  
10 holderoel oder Steinoel; das letztere hatte in frühen Zeiten unter dem Namen  
11 terb[p]endensische[?] Schwefelbalsam<sup>615</sup> einen großen Ruf.  
12 Selen. = Se = 1 At = 1 aeq. = 49,458; das Se kommt immer nur  
13 in sehr geringer Menge vor u begleitet den S sehr oft, in den natürlichen  
14 S metallen; besonders in den Glanzen; namentlich im Bleÿglanz; auch  
15 mit Cu, S, Hg; in den Tellurerzen, im Molÿbdänkie, aber das  
16 vorzüglichste Mineral ist Selenblei in Tilkerode<sup>616</sup>; außerdem ist es  
17 im S kies manchmal in ziemlicher Menge enthalten u geht so in den S  
18 über; die s solchem S bereitete SO<sup>3</sup> wird Se haltig; in den Bl[ei]kammern setzt  
19 sich ein ziegelrother Schlam[m] ab, in welchem es auch Berz. zuerst entdeckte;  
20 namentlich enthält[?] das böhmische S enthält Se; so dann mancher vulkanische  
21 S [au]s Italien. Der S welcher gediegen in Sicil. vorkommt ist immer Se frei.  
22 Man kann das Se theils s dem SeO<sup>2</sup>, PbO, theils s dem Schlamme der Bleÿkammern  
23 für die SO<sup>3</sup> darstellen; durch Kochen t N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> oder Königs(wasser); es ent=  
24 steht SeO<sup>2</sup> die sich auflöst. Das vorhandene Pb wird durch SO<sup>3</sup> fortge=  
25 schafft u durch die Flüssigkt leitet man 1 Strom SO<sup>2</sup> gas; das Selen  
26 wird reduzirt, man kann nun das Se sammeln u durch Destillation oder  
27 abermaliges Auflösen u Füllen reinigen.  
28 Es ist eine feste spröde Substanz von verschiedenem Aussehen u ver=  
29 schiedener Farbe je nach dem Aggregatzustand. Ganz ähnlich wie der S.  
30 Wenn es nach dem Schmelzen schnell erkaltet, f Glas, so ist es dunkelroth  
31 braun oder gar Bleigrau; stark metallisch glänzend u spiegelnd, von  
32 muschligem glänzenden Bruch; beim langsamen Erkalten nimmt es  
33 eine körnige matte Oberfläche an u zeigt einen feinkörnigen Bruch.  
34 Aus verschiedenen Lösungen setzt es sich ab in xstallinischen Pb grauen  
35 Blättchen, vielleicht von derselben Grundform wie der S. Wird es  
36 s seinen Lösungen reduzirt, so erscheint es als ein zinnoberrothes dunkel-  
37 braunes bis ganz schwarzes u dann flockiges Pulver; vornehmlich  
38 wenn man die Flüssigkten erwärmt. Uhngefähr so wie auch das Au  
39 durch SO<sup>2</sup> mit verschiedener Farbe reduzirt wird. Das geschmolzene Se  
40 giebt bei langsamem u schwachem Zerreiben ein dunkelrothes Pulver, bei starkem

- 75

01 Druck wird das Pulver metallglänzend. Das beim Verdünnen Se haltiger  
02 SO<sup>3</sup> sich reduzierende Se erscheint gewöhnlich als ein zinnoberrothes Pulver; im  
03 fein zertheilten Zustande ist es t einer rubinrothen Farbe durchsichtig;  
04 stärkere Stücke sind an den Kanten durchsichtig; es ist ein Nichtleiter der  
05 Eleckt[rizität] u schwacher Wärmeleiter; durch Reiben soll es nicht ideoelektrisch<sup>617</sup>  
06 werden, Pleischl<sup>618</sup> spec. Gew. 4,30 4,32 völlig geruch u geschmacklos,  
07 im höchsten Grade giftig. Bei einer Temptr unter 100° ist es weich biegsam,  
08 läßt sich in feine vollkommen durchsichtige Fäden ziehen. bei 100° ist es  
09 halbflüssig, bei höherer Temptr vollkommen flüssig, destillirt aber erst bei  
10 700°[.] Xstallinisch läßt es sich schwierig darstellen; das Gas hat eine  
11 dunkelgelbe Farbe, etwas stärker als Chlorgas gefärbt; die Dämpfe ver=  
12 dichten sich schnell zu schwarzen glänzenden Tropfen u in 1 Glasröhre giebt  
13 es ein dem As<sup>2</sup> ähnliches Sublimat. Am oberen Theile gewöhnlich t einem  
14 röthliche Anfluge. Beim Erhitzen an der Luft giebt das Se einen zinnober-  
15 rothen Rauch aber wenig intensiv u ein Geruch wird dabei gar nicht be=  
16 merkt. Das Gas entzündet sich aber durch 1 brenn. Körper u nunmehr bildet

<sup>615</sup> Es handelt sich hier um eine Schwefelverreibung mit Terpentin, vgl. W. SCHNEIDER (1968), Bd 3, 86.

<sup>616</sup> Ort in der Grauwacke am Harz

<sup>617</sup> „ideoelektrisch“ (griech.) = sich aufladen; gleiche Aussage wird bei PIERER (1841), Bd 6, 707 und bei L. GMELIN (1843), Bd 1, 663 gemacht.

<sup>618</sup> Adolf Martin Pleischl (1787–1867) war Mediziner in Prag, später wurde er Chemieprofessor in Prag und Wien und schrieb eine bemerkenswerte Veröffentlichung über Selen, vgl. KASTNER'S ARCHIV 4, 343.

17 sich  $\text{SeO}^2$  u Se Oxyd u gerade der letztere verbreitet einen penetranten  
 18 Geruch nach Rettig ganz ähnlich dem arsenikalischen Geruch; in O gas ver-  
 19 brennt der Se t einer blauen Flamme zu  $\text{SeO}^2$ ; das Se löst sich in (Wasser) nicht auf;  
 20 vom Aether u Alkohol soll es ebenfalls nicht aufgelöst werden; jedenfalls ist  
 21 es noch weniger als der S darin. Von den fetten Oelen wird es auch gelöst;  
 22 von  $\text{N}^2\text{O}^5$  u Königs(wasser) wird es wie der S langsam u schwieriger oxydirt zu  
 23  $\text{SeO}^2$ ; von conc.  $\text{SO}^3$  wird es fgelöst; Magnus<sup>619</sup> behauptet ohne Alle Ver=  
 24 änderung durch (Wasser) t rother Farbe fällbar; es ist aber wahrscheinlich daß es als  
 25  $\text{SeO}^2$  in der  $\text{SO}^3$  enthalten sei u durch Zusatz von (Wasser) deshalb gefällt werde,  
 26 weil in der  $\text{SO}^3$  entweder  $\text{SO}^2$  oder  $\text{N}^2\text{O}^3$  enthalten ist; beim Verdünnen  
 27 kann nun das Se vollkommen reduziert werden; KO löst das Se auf; es entsteht  
 28 Se,K von dunkelbrauner Farbe u zugleich  $\text{SeO}^2$ ,KO; [mi]t S digerirt entsteht  
 29 unter Reducktion das Se: SK; in  $\text{H}^6\text{N}^{[2]}$  ist es völlig unlöslich; übrigens verhält  
 30 es sich gegen die Metalle u nichtmetall. Körper ebenso wie der S.  
 31 Selensäure =  $\text{SeO}^3$ ; sie besteht nur t 1 at (Wasser) oder einer Salzbasis; sie  
 32 erzeugt sich nur beim Glühen des Se oder Se Verbindungen mit salpeter-  
 33 sren Alkalien, gerade wie sich [au]s dem S  $\text{SO}^3$ sre Alkalien bilden, entstehen  
 34  $\text{SeO}^3$  sre Alkalien; versetzt man die Lsg der  $\text{SeO}^3$  ren Alkal. t Bleylösung, so bekommt  
 35 man  $\text{PbO},\text{SeO}^3$ ; dasselbe wird t  $\text{H}^2\text{S}$  zerlegt. Die Flüssigkt hinterläßt  
 36 beim Verdampfen  $\text{SeO}^3$ ; man kann auch  $\text{SeO}^2$ ,KO mit unterchlorigsrem KO  
 37 behandeln, um die höchste Oxydation[stufe] des Se zu erhalten. Die conc.  $\text{SeO}^3$  ist  
 38 eine farblose Flüssigkt, welche ein spec. Gew. 2,60 hat; erhitzt man sie  
 39 bis zu  $280^\circ$  so fängt sie an sich zu zersetzen u bei  $290^\circ$  zerlegt sie sich

**Formel 54**

- 76

01 schnell in  $\text{SeO}^2$  u O; sie erhitzt sich t (Wasser) wie Aq, $\text{SO}^3$ . Zn u Fe lösen sich  
 02 unter H Entwicklung auf. Erhitzt man sie t Cu oder Au, so oxydiren sich  
 03 die Metalle f Kosten der  $\text{SeO}^3$ ;  $\text{H}^2\text{S}$  wirkt gar nicht darauf ein u auch  
 04 von der  $\text{SO}^2$  erleidet sie keine Veränderung. Beim Kochen t  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  aber  
 05 entweicht  $\text{Cl}^2$  u es entsteht  $\text{SeO}^2$  u (Wasser); sie ist eine sehr starke Sre u  
 06 bildet sehr leicht Salze, die in ihrer atomistischen Zusammensetzung so wie  
 07 in ihrer Gestaltung den  $\text{SO}^3$  ren Salzen ganz parallel gehen; sie sind iso=  
 08 morph den  $\text{SO}^3$  ren Salzen.  
 09 Selenige Säure =  $\text{SeO}^2$  diese Sre entsteht wenn das Se oder SeS oder  
 10 Se metalle an der Luft verbrannt werden in starker Hitze; aber hierbey  
 11 bildet sich immer eine ger. Menge SeO von welchem der Rettig Geruch  
 12 des Se abhängig ist. Wenn man Se, SeS oder Se metalle mit conc.  $\text{N}^2\text{O}^5$   
 13 erhitzt, so oxydirt sich Alles Se zu  $\text{SeO}^2$  gerade wie der S zu  $\text{SO}^3$ . Aber  
 14 die Oxydation geht etwas langsamer vor sich auch schmilzt das Se zu  
 15 schwarzen Tropfen wie der S zu gelben; erhitzt man Se mit  $\text{MnO}^2$  so  
 16 entsteht auch  $\text{SeO}^2$ . Verdampft man die salpeter oder salpetersalzsre Flüssigkt,  
 17 so bleibt  $\text{SeO}^2$  als eine weiße Salzmasse zurück, die sich wenig unter ~~bei~~ dem Siede-  
 18 punkt der  $\text{SO}^3$ ,Aq. (wasser)frei sublimirt, in langen Prismen oder als eine  
 19 Salzirinde.  
 20 Die (wasser)freie Sre xstallisirt in 4 seitigen weißen Prismen v ziemlicher  
 21 Länge oder sie ist eine halbgeschmolzene weiße Masse; die (wasser)frei Sre  
 22 zerfließt sehr schnell an der Luft unter (Wasser) Aufnahme wie  $\text{SO}^3$ , sie schmeckt  
 23 rein u stark sauer, reagirt sauer u ist sehr giftig. Bei  $326^\circ\text{C}$  verflüchtigt  
 24 sich die (wasser)leere Sre ohne vorher zu schmelzen; in dunkel oder grünlich gelben  
 25 Dämpfen von stechend srem Geruch ähnlich der  $\text{SO}^2$ . Das  $\text{SeO}^2$  re Gas besteht  
 26 nach Mitscherlich . 1 vol Se 1 vol.[--?--] O - 1 vol u hat 1 spec. Gew. v - 4,0.<sup>620</sup>  
 27 im (Wasser) ist sie sehr leicht löslich u s der concentrtrten Lösung xstallisirt sie  
 28 als (wasser)haltige Sre in Prismen, oder in strahligen Xstall Gruppen. In Alkohol

**Formel 55**

<sup>619</sup> Heinrich Gustaf Magnus (1802–1870) war Professor für Physik und Chemie in Berlin, vgl. dazu H. SCHELENZ (1904), 667. Sowohl Liebig, als auch Gmelin verweisen beim Selen auf ihn.

<sup>620</sup> Heutige Dichte beträgt  $3,95 \text{ g/cm}^3$  und der Sublimationspunkt liegt bei  $315^\circ\text{C}$ .

29 lößt sie sich sehr leicht u reichlich auf. Destillirt man den Alkohol ab unter Zusatz  
 30 von  $\text{SO}^3$  so reduziert sich Se; das Se wird s der Sre f vielfältige Weise reduziert.  
 31 Erhitzt man zb Salmiak t  $\text{SeO}^2$  ren KO, so wird  $\text{SeO}^2$  res Amminiak ge=  
 32 bildet; u alsdann reduziert sich das Se unter freierwerden von des N, das H verbindet  
 33 sich [mi]t dem O. Wenn man  $\text{SeO}^2$  re Salze t Kohle glüht, so wird ebenfalls Se  
 34 reduziert, u es entstehen oftmals Se metalle; s der wässrigen Lösung  
 35 wird das Se reduziert, durch die bekannten Reducktionsmittel; namentlich  
 36 aber durch  $\text{SO}^2$ . Schon in der Kälte reduziert die  $\text{SO}^2$  das Se in kleiner Menge  
 37 u äußerst schnell, wenn man die Flüssigkt erwärmt. Je nach der Concentration  
 38 erscheint die Flüssigkt anders gefärbt, zinnoberroth oder schwarz, besonders wenn  
 39 man die Flüssigkt ruhig stehen läßt u erwärmt, so scheidet sich des Se in

**Formel 56**

- 77

01 schwarzen oder rothbraunen Flocken s; natürlich kann mann auch  $\text{SO}^2$  u  $\text{H}^6\text{N}^2$   
 02 anwenden. Fügt man der Lösung Salzsre hinzu u dann Zn oder Fe, so wird auch  
 03 das Se reduziert in rothen oder schwarzbraunen Flocken aber nicht so vollständig  
 04 als durch  $\text{SO}^2$ ;  $\text{H}^2\text{S}$  verwandelt die fgelöbte  $\text{SeO}^2$  sogleich in  $\text{SeS}^2$ , besonders  
 05 wenn man 1 wenig überschüssige  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  zugesetzt hat. Der Ndrschlg ist citronen-  
 06 gelb u durchaus ähnlich dem Auripigment<sup>621</sup>; indessen wird der Ndrschlg beim Stehen  
 07 orangeroth u kann zinnoberroth werden. Das  $\text{SeS}^2$  verhält sich gegen die Lösigs  
 08 mittel fast ganz so wie  $\text{Sb}^2\text{S}^3$ ; in den Alk. ist es flösllich, in dem  $\text{AsSeO}^3$  re  
 09 Alkalien u Sulfide entstehen; in den S alkalien aber wird es nur wenig  
 10 oder gar nicht fgelöbt, indem blos das S fgenommen wird u der Se sich ab=  
 11 scheidet. Wenn man das  $\text{SeS}^{2622}$  t  $\text{N}^2\text{O}^5$  oder Königs(wasser) kocht, so bekommt man  $\text{SO}^3$   
 12 u  $\text{SeO}^2$ ; an der Luft erhitzt/ riecht der Ndrschlag # nach Rettig; die  $\text{SeO}^2$  liefert t # des  $\text{SeS}^2$   
 13 den Salzbasen 1fach u 2fach sre Salze.  
 14 Selenoxyd vielleicht  $\text{SeO}^2$ ; das Se brennt beim Erhitzen an der Luft nicht,  
 15 es oxydirt sich zu  $\text{SeO}^2$  aber zugleich auch zu einem Gase welches den Rettig  
 16 Geruch besitzt, dem Oxyd. Das Gas kennt man eigentlich gar nicht; man weiß nur  
 17 daß es in (Wasser) wenig löslich ist u sich gegen Reaktionspapier Sren u Alkalien  
 18 indifferent verhält. Wird  $\text{SeO}^2$  t Königswasser u Anwend von weniger  
 19  $\text{N}^2\text{O}^5$  digerirt, so entwickelt sich auch ein Rettiggeruch, welchen man dem SeO  
 20 zuschreibt. Erhitzt man  $\text{SeO}^2$  t Se zusammen, so erhält man 1 ziemlich große  
 21 Menge dieses Gases, zugleich t etwas  $\text{SeO}^2$ ; giftig ist das Gas ohne Allen Zweifel.  
 22 Selenwasserstoff =  $\text{H}^2\text{Se}$  diese Verbdg entsteht gerade unter denselben  
 23 Verhältnissen s den Se metallen wie  $\text{H}^2\text{S}$  [au]s den S metallen; es entweicht dabey  
 24 ein farbloses hepatisch riechendes Gas von äußerster Giftigkt, wie es scheint  
 25 noch größer als die des  $\text{As}^2\text{H}^6$ ; wenn man 1 sehr verdünnte Lsg v SeNa t  
 26 Salzsre vermischt, so wird immer 1 Th. des Se reduziert, wahrscheinlich s demselben  
 27 Grunde, s welchem verdünnte KS etwas S absetzt. Uebrigens scheint sich das Se weniger  
 28 leicht t dem H zu verbinden als der S. Die  $\text{H}^2\text{Se}$  wird etwas stärker vom (Wasser)  
 29 absorbirt als  $\text{H}^2\text{Se}^{623}$ , sie reagirt sauer u zersetzt sich an der Luft ebenso wie  
 30 die  $\text{H}^2\text{S}$  sre. Die Flüssigkt wird roth vom reduzierten Se u die Zersetzung  
 31 ist noch etwas schneller als beim  $\text{H}^2\text{S}$ ; bringt man etwas f die Haut oder feuchte  
 32 Körper, so giebt es einen rothen Fleck; die Metalloxýde u deren Salze werden  
 33 vom  $\text{H}^2\text{Se}$  [--?--] so wie v  $\text{H}^2\text{S}$  verändert. Die Selenide sind den gefällten  
 34 Sulfiden in ihren physikalischen Eigenschaften ähnlich. Die alkalischen Selenide ver=  
 35 halten sich den alkal. Sulfiden ganz analog. Das einfach KSe ist farblos  
 36 in der (Wasser)lösung, im festen Zustande ist es roth. Das KSe nimmt noch  $\text{H}^2\text{S}$  auf;  
 37 wenn die Lösung an der Luft steht wird sie roth, gerade wie das farblose KS  
 38 gelb.

**Formel 57**

<sup>621</sup> Arsen-(V)-Sulfid (  $\text{As}_2\text{S}_5$  )

<sup>622</sup> Diese Verbindung ist nicht bekannt, es handelt sich hier um ein Gemisch.

<sup>623</sup> Gemeint ist hier der Schwefelwasserstoff ( $\text{H}_2\text{S}$ ).

Phosphor u seine Verbindungen

01  
02  
03 Phosphor = P = 1 at = 1/2 aq. = 1/4 vol. =  $P^2 = 2$  at = 1 aeq. =  
04 39,331. Das P kommt in der Natur hauptsächlich als  $P^2O^5$  gebunden an die Salsbasen  
05 u zwar immer als c. $P^2O^5$ ; sie kommt in Allen 3 Naturreichen vor; der Umstand  
06 daß sie [sich] in den thierischen Knochen angehäuft findet, gab früher zu der Meinung  
07 Veranlassung die Sre existire nur im Thierreiche. Diese Meinung hat auch in  
08 der Chemie lange geschadet, als man immer glaubte in dem Pflanzenreiche kommt  
09 keine  $P^2O^5$  vor. Es wurde diese Meinung unterstützt durch die Unvollständigkeit  
10 der analytischen Chemie; übrigens kennen wir einige wenige thier Substanzen,  
11 so thierische Fette in denen sich  $P^2\#$  befindet; Gehirn, Eyer; es hat die P ver=  
12 bindung Aehnlichkt mit der  $Jd^2$  verbindung im Leberthran<sup>624</sup>; ebenso enthalten die  
13 meißten Proteinverbdg  $P^2$  als Element. Wir können den P nur s der  
14  $P^2O^5$  darstellen u zwar s dem sren  $P^2O^5$ , CaO, weil dieser eine viel höhere  
15 u zur Reducktion des  $P^2$  nöthige Temprr verträgt. Man zerlegt gebrannte  
16 Knochen durch  $SO^3$ . 1 Th Kochen 30 (Wasser), 2 Th engl  $SO^3$ . Die Flüssigkt wird bis zur  
17 Syrupdicke eingedampft u der Syrup wird mit 3/4 Th der Knochenerde an gepulverter  
18 Holzkohle gemacht u weiter erhitzt, bis nichts oder nur wenig Flüssigkt ent=  
19 weicht; man glüht die Masse ein wenig; man bringt nun das Gemenge in eine  
20 hinlänglich starke irdene Retorde t weitem kurzem Halse; es wird ein weites  
21 knieförmig gebogenes Cu rohr angefügt, welches in einem Kasten t wenig  
22 (Wasser) abgesperrt wird, den Dämpfen läßt man einen Ausweg durch eine enge  
23 Glasröhre; man giebt nun allmählig verstärktes Feuer, so daß das P zuletzt  
24 reduziert wird, aber es geht leicht etwas C mit über, mechanisch, es entweichen  
25 nun CO t  $CO^2$   $H^2C$ ,  $P^3H^2$ . Es hinterbleibt 1 geschmolzene Masse v  $3CaO, P^2O^5$   
26 basisch, mit Kohle, die ein glasartiges Ansehen hat; beÿ der Reducktion muß  
27 ein Weißglühfeuer angewendet werden. Die Gase welche entweichen, zündet  
28 man gern an damit nicht bei Zutritt der Luft, ein Explosionen entstehen.  
29 Der destillirte P wird nun mit aller Vorsicht gesammelt u namentlich s dem  
30 Cu rohre unter (Wasser) abgeschabt; her nach wird er in konischen Glasröhren ein-  
31 gefüllt u in diesen Röhren geschmolzen; u nach dem Erkalten herausgestoßen.  
32 Ehedem wurde das geschmolzene P durch Leinwand unter (Wasser) durchgepresst; beim bloßen  
33 Schmelzen wird schon hinlänglich die Kohle abgesondert, zuweilen aber er=  
34 startt der P ganz schwarz. Diese Schwärzung ist wahrscheinlich nichts anderes als  
35 ein allotropischer Zustand; man pflegt ihn vor dem Schmelzen etwas dann  
36 t +  $N^2O^5$  zu digeriren, oder t verdünnt KO, u nun erst schmilzt man ihn in den + verdünnter  
37 Glasröhren um; Alles P den man jetzt gewinnt ist einer Verunreinigung  
38 t  $As^2$  verdächtig; natürlich rührt dies  $As^2$  von der arsenikhaltigen  $SO^3$  her.  
39 Sodann aber findet sich aber manchmal  $P^2$  worin etwas Fe u Cu enthalten  
40 sind; offenbar rühren diese vom Apparate her; ein Umdestilliren oder  
41 ein Reinigen des P ist ganz unnöthig u unbrauchbar. Man hat auch noch andere  
42 Vorschläge gemacht den P darzustellen; aber es sind nur eigentlich Vor=

Zeichnung 19Formel 58

01 schriften zu kl. Experimenten; zb. wenn man  $PbO, P^2O^5$  t 1/4Th C glüht so enthält  
02 man sehr reinen P oder auch  $HgO, P^2O^5$ , wenn der Rückstand des eingedampften Haars  
03 [mi]t C geglüht wird, so enthält man P; s dem sren  $NaO, P^2O^5$  welches entstand  
04 s dem  $P^2O^5$  natron Ammoniak in der Hitze; man zuerst f diese Weisen den P  
05 dargestellt u Kunkel<sup>625</sup> hat ihn so zuerst dargestellt.  
06 Eigenschaften; weiß, ist fest bei gewöhnlich Tmp fest, Härte = Wachs, bei 0 ist der  
07  $P^2$  spröde u zeigt f dem Bruch eine xstallinische Beschaffenht; u [bei]  $35,8^\circ$  <sup>626</sup>

<sup>624</sup> Gemeint ist Tyrosin, eine organische Jodverbindung; bei den anderen Substanzen sind organische Phosphorverbindungen – z. B. Lecithine – gemeint.

<sup>625</sup> Johann Kunkel (1630–1703) wurde bei Rendsburg geboren und starb in Stockholm, er entdeckte Phosphor im Urin.

08 schmilzt er zu einer farblosen oelartigen Flüssigkt, wenn er frei ist von der  
 09 rothen oder weißen Decke, die sich f ihm erzeugt. Enthält er C oder Cu oder Fe  
 10 so kann er auch davon gefärbt sein; es ist aber irrig wenn man glaubt, daß der farb-  
 11 los schmelzende P rein vom As<sup>2</sup> sei; wenn er t verd. N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> oder KO lange digerirt  
 12 wird u die Flüssigkt langsam erkaltet, so bleibt der P manchmal weich, auch  
 13 bei gewöhnlicher Tempertr, aber er erstarrt u wird opac<sup>627</sup>; wenn man ihn berührt.  
 14 Der P läßt sich pulvern oder zerkleinern unter warmen (Wasser), - zufügt u nun schüttelt.  
 15 Wenn der t N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> erhitze durchsichtige fast farblose Phosphor erstarrt ist, so  
 16 ist er hellwachs-gelb undurchsichtig, aber bei längerem Liegen färbt er sich roth  
 17 weil sich, wahrscheinlich P oxyd bildet, kühlt man den schmelzenden P durch hinein  
 18 werfen in kaltes (Wasser) schnell ab, so kann er zu einer schwarzen Masse erstarren,  
 19 welche beim Umschmelzen die gew. Farbe wieder annimmt. Wenn der P xstallisirt,  
 20 so bildet er reguläre Octaäder; so zb s seiner Lösung in P<sub>4</sub>S<sub>3</sub>[?Schwefelphosphor]. oder Cl<sup>2</sup>P<sup>2</sup>;  
 21 S kohlenstoff (oder) Steinoel. Die heißbereitete Lösung des P in fetten Oelen liefert  
 22 den P in Nadeln, Blättchen u Körnern xstallisirt. Diese Xstalle scheinen  
 23 anderer Art zu sein. Der P ist blaßgelb manchmal fast völlig farblos, von  
 24 Fettglanz, stark durchscheinend, aber im geschmolzenen Zustande vollkommen  
 25 durchsichtig, für sich ist er geschmack u geruchlos aber seine Lösung in fetten  
 26 Oelen schmeckt wiederlich scharf, so auch die aetherische Lsg; der knoblauch-  
 27 artige Geruch rührt v gebildetem P<sup>2</sup>O<sup>2</sup> her; das P wirkt ungemein giftig  
 28 u der P teig behält seine Giftigkt lange Zeit hindurch; spec. Gew. = 1,70 1,77 ,  
 29 am Lichte wird der P t einer gelb u dann rothbraunen Rinde überzogen, gewöhnlich  
 30 geschieht diese Färbg unter Lagerung v (Wasser), in welchem man den P nun fbe-  
 31 wahrt. Es soll nun dieser braunrothe Uebergang entstehen im Alkohol. H gas  
 32 u andere Gasarten die keinen O hergeben; selbst im Luftleeren Raum.  
 33 Die rothe Substanz scheidet sich auch angeblich s den Lösungen des P in Aether, Oelen  
 34 u selbst dem H gas,<sup>628</sup> durch das Licht vorzüglich das violette, wenn diese Erfahrungen  
 35 ganz richtig sind, so ist allerdings der Körper frei von O, aber der gewöhnliche  
 36 braunrothe Uebergang, welcher sich f dem P findet ist nichts anderes als P oxyd u  
 37 ebenso der braunrothe Rückstand, welcher beim Verbrennen des P hinterbleibt, er  
 38 ist in (Wasser) unlöslich aber es wird das P in dem (Wasser) allmähig oxydirt, theils  
 39 wegen Zutritt von O, theils auch durch eine Zersetzung des (Wasser) selbst, nemlich es scheint  
 40 H<sup>2</sup>P<sup>2</sup> dabei zu bilden. Der P überzieht sich t einer weißen Rinde die durch

- 80

01 Einwirkg des Lichts braun wird; man glaubt t Sicherheit annehmen zu können,  
 02 daß die braunrothe Rinde P oxyd, die weiße P oxydhýdrat. Pelouze hielt  
 03 die weiße Rinde = P<sup>4</sup>aq. H. Rose<sup>629</sup> glaubte 1mal es sei P von einem anderen  
 04 Aggregatzustande. Dela Tour<sup>630</sup> will nun nachgewiesen haben, daß diese Rinden nicht  
 05 entstehen, wenn man den P in völlig Luftfreiem (Wasser) fbewahre. Mulder<sup>631</sup> meint  
 06 es sei diese Rinde P<sup>4</sup>O<sup>2</sup>+H<sup>6</sup>P<sup>5</sup>. Der P lößt sich in absolutem Alkohol äußerst  
 07 wenig u im (wäss)rigen gar nicht auf. Nach Buch[h]olz[?]<sup>632</sup> lößt sich 1 Th. P. in 80 Th. Aether  
 08 von 0,712 spec. Gew. 1 Th. P. in 160 Th. 0,715 auf. 11 P in 240, = spec. 0,740.  
 09 in flüssigen u fetten [Oelen] lößt er sich weniger als der S auf. Nach Bruhatz[?] wird 1 Th. P  
 10 in 36 Th. Mohn, Mandel u Olivenoel fgelöst; u nur in 25 Th bei 100°.  
 11 Ein Zusatz von Campher vermehrt die Löslichkt des P in Oel; in Steinoel lößt  
 12 sich mehr P auf. 1Th. P lößt sich in 8 Th. CS auf. Der P verdampft mit den Dämpfen

<sup>626</sup> Der heutige Wert ist 44,2 °C.

<sup>627</sup> undurchsichtig, lichtundurchlässig

<sup>628</sup> Hier handelt es sich um den roten Phosphor, der allerdings noch nicht als eigene Modifikation erkannt worden war.

<sup>629</sup> Heinrich Rose (1795–1864) war Apotheker und Chemieprofessor. Er zählt als hervorragender Analytiker und entdeckte Niob.

<sup>630</sup> Baron Charles Cagniard De la Tour (1777–1859) war französischer Physiker, vgl. dazu ANNALEN DER PHARMAZIE, Bd 3, 56.

<sup>631</sup> Gerard John Mulder (1802–1880), Dr. med. et pharmaciae, lehrte als Professor der Chemie in Utrecht.

<sup>632</sup> Christian Friedrich Buchholz (1770–1818) gilt als wissenschaftlicher Apotheker, vgl. H. SCHELENZ (1904), 614.

13 des siedenden (Wass)ers, aber auch bei gewöhnlicher Tempertr für sich verdampft er, sowohl  
 14 im luftleeren als luftgefüllten Raum. Also in H, CO<sup>2</sup>, CO<sup>2</sup> besonders aber  
 15 in N gas bildet sich P dampf. Das N gas dehnt sich um 1/40 des Volumens s; bringt  
 16 man P an die atmosphärische Luft so raucht er u im dunkeln leuchtet er; diese  
 17 langsame Oxydation findet nicht bei sehr strenger Kälte statt, das Leuchten  
 18 hört f wenn kein O mehr in der atmosphärischen Luft vorhanden ist; in ganz reinem  
 19 O leuchtet das P bei gewöhnlicher Tempertr nicht, sondern bei +24 28° er ver=  
 20 dunstet, wie es scheint im O gas weniger; fügt man H gas hinzu, so beginnt das  
 21 Leuchten auf der Stelle; das Leuchten des P in der atmosphärischen Luft wird fge=  
 22 hoben oder vermindert durch mehrere Gasarten, CH<sup>2</sup>, Aetherdampf, Stein oder  
 23 Terpentinoeldampf, Alkoholdampf jedoch weniger; wird der P an der Luft erhitzt bis  
 24 zum anfangenden Schmelzen, so entflammt er, aber wenn er t wenig Wärmeleitenden  
 25 Körpern in Berührung gesetzt wird, zb wenn man ihn f Baumwolle legt oder f  
 26 ‡<sup>633</sup> rige Körper, Kreide S blumen, u dann den Luftdruck vermindert, so steigert  
 27 sich schon die Wärme. Schon zum Entflammen des P man muß daher, wenn man P der  
 28 Luft in Menge ssetzt, so darf man die Stücke nicht aufeinander legen, sondern  
 29 muß sie isoliren durch Glasröhren. Der P entzündet sich durch geringe Reibg  
 30 u Zutritt der atmosphärischen Luft oder auch, wenn er bis zu 75° erhitzt wird; die Flamme  
 31 des P entzündet verbrennliche Körper gar nicht, weil die gebildete P<sup>2</sup>O<sup>5</sup> sich  
 32 f die Körper niederschlägt u eine Entflammung verhindert; im O gas entzündet  
 33 sich der P<sup>2</sup> ebenso als in der atmosphär. Luft; das Product ist in beyden Fällen P<sup>2</sup>O<sup>5</sup>  
 34 wenn Luft genug hinzutritt; wenn wenig hinzutritt, entsteht P<sup>2</sup>O<sup>3</sup>. Beim  
 35 Kochen t N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> wird der P ebenso oxydirt also zu P<sup>2</sup>O<sup>5</sup> oder P<sup>2</sup>O<sup>3</sup>; von den ätzenden  
 36 Alkalien u alkalischen Erden wird der P fgelöst, aber t dem wesentlichen Unter=  
 37 schied v S u anderen Halogenen, daß sich das (Wasser) zersetzt u der P theils t dem O theils  
 38 mit dem H verbunden wird; mit S verbindet sich der P sehr leicht zu mehr=  
 39 fachen Verbindungen, diese entstehen entsprechend nach der Menge des S bei etwas  
 40 erhöhter Temperatur, P<sup>2</sup>S<sup>3</sup> u P<sup>2</sup>S<sup>5</sup> bilden sich in höherer Temperatur, aber  
 41 mit solcher Energie, daß leicht eine Explosion stattfindet, uhngefähr wie sich

**Formel 59**

- §1

01 der O damit verbindet. Der P verbindet sich t Cl<sup>2</sup>, Br<sup>2</sup>, Id<sup>2</sup>, zu wenig constanten  
 02 Verbindungen; auch der C giebt eine Verbindung [mi]t P; u N, Si, Bor liefern  
 03 keine bekannten Verbindungen. Die Metalle verbinden sich t dem P, manchmal  
 04 ziemlich leicht, wie das Fe. Diese Verbindungen haben das Aussehen der Kiese u werden  
 05 durch Sren manchmal zerlegt unter Entwicklung von P<sup>2</sup>H<sup>3</sup>  
 06 Prüfung: der P muß im frischen Zustand eine rein gelblich weiße Farbe  
 07 besitzen, er hat manchmal eine röthliche oder braune oder in Masse fast schwarze  
 08 Farbe, nemlich f dem Durchschnitt, da auch das ganz farblose P mit einer  
 09 weißen oder rothbraunen Rinde überzogen wird. Eine dunkle Farbe des P  
 10 kann von PC herrühren oder P metallen; aber vorhandenes As<sup>2</sup> bewirkt nicht  
 11 immer diese dunkle Färbung; im (Wasser) geschmolzen muß der P ganz farblos  
 12 u durchsichtig werden, oder bei der Digestion mit N<sup>2</sup>O<sup>5</sup>; an der Luft [muß] er voll=  
 13 ständig zerfließen u sich phosphorige P<sup>2</sup>O<sup>5</sup> umwandeln. Auf As<sup>2</sup> u andere  
 14 Metalle muß hauptsächlich geprüft werden; man kocht den P in einer Retorde  
 15 t mäßig starker N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> verdampft die N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> u prüft nun die P<sup>2</sup>O<sup>5</sup> t H<sup>2</sup>S  
 16 dann mit metall Zn u l wenig SO<sup>3</sup>; es darf nicht As<sup>2</sup>H<sup>6</sup> entweichen wenn der P  
 17 rein sein soll; aber er ist +-[mehr oder weniger] As<sup>2</sup> haltig. Man hat Cu, Fe meistens darin  
 18 entdeckt, aber Bi, Sb, Pb können nur sehr zufällig hinein kommen; l Gehalt  
 19 von S soll zuweilen darin gefunden werden, also muß die P<sup>2</sup>O<sup>3</sup> f BaCl<sup>2</sup>  
 20 keine Reaktion geben; C wird sich nur beim Zerfließen an der Luft  
 21 erkennen lassen.  
 22 Phosphoroxyd = P<sup>3</sup>O = 3P<sup>2</sup> + O<sup>2</sup>; es entsteht bei unvollkommener Ver=  
 23 brennung des P, aber nicht wenn der P sich langsam oxydirt; wenn man P

<sup>633</sup> Zeichen für Pulver ( ‡ , wird weiterhin verwendet), hier also „pulverige“.

24 an der Luft t Flamme oxydiren läßt, so überzieht sich der P t  $P^2O^5$  u  
 25 daher kommt es daß der letzte Rest des P [sich] nicht ganz wegbrennen läßt; sondern der  
 26 P sich in Oxyd verwandelt; erhitzt man daher 1 Stückchen P in einer Glas=  
 27 röhre, so verbrennt der P natürlich nur nach Maaßgabe des zutretenden O gas,  
 28 also entweder zu einer Sre oder zu Oxyd; wenn man  $P^2$  in einer langen  
 29 Röhre erhitzt u t einem Blasbalg Luft zuführt, dann die Röhre t (Wasser) spült u  
 30 das braune Pulver f einem Filter sammelt, so erhält man 1 ziemlich große  
 31 Menge  $P^3O$ , ebenso wenn man P in einer Glaskugel entzündet, aber wenn  
 32 man P unter warmen (Wasser) schmilzt u nun O zuleitet; er entflammt unter dem  
 33 (Wasser) u bildet Oxyd; dasselbe wird vom anhängendem (Wasser) befreit über  $SO^3$  unter der Luft=  
 34 pumpe. Das  $P^3O$  ist ein rothbraunes Pulver u erdigem Ansehen, übrigens  
 35 soll nach Leverrier<sup>634</sup> auch ein gelbes  $P^3O$ ,  $P^4O$  s  $Cl^2P^2$  entstehen; dasOxyd  
 36 ist geruch u geschmacklos u leuchtet im Dunkeln gar nicht; wenn es an der Luft  
 37 nahe bis zum Rothglühen erhitzt wird, so verbrennt es u sonst verändert es sich an der  
 38 Luft nur sehr langsam u giebt wieder P u Pphorige  $P^2O^5$ . Wenn es in einer  
 39 Glasretorde heftig geglüht wird, so zerlegt es sich in  $P^2$  u  $P^2O^5$ ; es ist un=  
 40 löslich in (Wasser) Alkohol, Aether u Oel, u wird bei der Behandlung t  $N^2O^5$  oder  $Cl^2$  gas  
 41 in  $P^2O^5$  verwandelt; mit  $KO, Cl^2O^5$  gemengt verpufft es sehr leicht, ist

- 82

01 weder Säure noch Base.

02 Unterphosphorige Säure =  $P^2O$  stets in Verbdg mit (Wasser) oder Salzbasen,  
 03 wenn [man] PBa t (Wasser) übergießt, so entweicht  $H^2P^3$  u es entsteht  $BaP^2O$ ;  
 04 in größerer Menge u leichter erhält man die Sre durch Kochen des P t fixen  
 05 aetzenden Alkalien kocht; man es sich denken =  $4 P^2, 3KO, 3H^2O$  zerlegen [sich,]  
 06 es entsteht  $H^6P^2$  u 3 at  $P^2O+3KO$ , allein während des Kochens zerlegt[?] sich  
 07 das  $KO, P^2O$  fortwährend, im Folge einer weiteren Zersetzung des (Wassers) u geht  
 08 in  $P^2O^5$  salz über; deshalb wenn man  $P^2$  t  $BaO+aq$  kocht, so wird der ge=  
 09 bildete  $BaO, P^2O^5$  gefällt u der  $BaO, P^2O$  bleibt in der Flüssigkt aufgelöst.  
 10 Man darf die Flüssigkt nur genau t  $SO^3$  versetzen, so bleibt die  $P^2O$  in der Lösung.  
 11 Man darf die Flüssigkt nur langsam verdampfen, zuletzt über  $SO^3$  unter der  
 12 Luftpumpe u man erhält 1 syrupdicke Flüssigkt von stark beißend saurem Geschmack.  
 13 Wenn man dieses flüssige Hydrat weiter concentrtr, so bilden sich  $P^2O^5$  u  
 14  $H^6P^2$ , der  $H^6P^2$  ist aber zuweilen selbst entzündlich u erhält alsdann  
 15 einen kl. Ueberschuß von P. Die Sre bildet mit den Salzbasen leicht lösliche  
 16 Salze u bilden sehr leicht t anderen Salzen Doppelsalze; diese Salze stark  
 17 erhitzt geben  $H^6P^2$  u auch etwas P aus u verwandeln sich in  $P^2O^5$  re Salze.  
 18 In den neutralen Salzen finden sich = Atome Bas. o[der] Sre wenn man diese  
 19 Salze in  $N^2O^5$  erhitzt, so verwandeln sie sich in  $P^2O^5$  re Salze; also die neutr  
 20 Salze werden in basische dh. saure  $P^2O^5$  ren Salze. Die  $P^2O$  u ihre Salze  
 21 wirken sehr stark reduzierend wie die  $P^2O^3$  selbst; namentlich auch reduziert  
 22 sie das  $AgO, N^2O^5$  leicht. Wenn man  $KO$  t  $P^2$  kocht u die Flüssigkt noch sehr=  
 23 lang hinstellt, so bewirkt diese alkalische Flüssigkt dann noch eine Reducktion  
 24 des  $AgO$ .#

**Formel 60**

**Formel 61**

**Formel 62**

**Formel 63**

25 Phosphorige Säure =  $P^2O^3$  sie kann im (wasser)freien Zustande bestehen,  
 26 bildet aber auch 1 Hydrat; sie entsteht jedesmal wenn  $P^2$  an der Luft sich  
 27 langsam oxydirt oder zerfließt, aber auch bei der Entflammung des  $P^2$   
 28 bildet sich, wenn namentlich kein hinlänglicher Zutritt von O stattfindet;  
 29 bringt man etwas  $P^2$  in eine knieförmig gebogene Glasröhre, er=  
 30 hitzt so man sich eine kl. Menge von weißer sublimirter  $P^2O^3$  ver=  
 31 schaffen; wenn man  $P^2$  unter einer Glasglocke oder in einem Glaskolben ver=  
 32 brennt, so entsteht gegen das Ende der Verbrennung auch sehr leicht etwas  $P^2O^3$   
 33 weil der Zutritt der Luft gehämmt ist. Die  $P^2O^3$  erzeugt sich auch durch

<sup>634</sup> Urbain Jean Joseph Leverrier (1811–1877) war französischer Astronom, der sich auch mit chemischen Fragen beschäftigte.

34 Oxýdation des  $P^2$  mit  $N^2O^5$ , neben der  $P^2O^5$ , aber am leichtesten erhält  
 35 man sie wenn man  $P^2$  unter warmen (Wasser) schmilzt u nun  $Cl^2$  zuleitet; beyde  
 36 verbinden unter Erhitzung u Lichtentwicklung; das P superchlorür =  
 37  $P^2Cl^6$  zerlegt sich mit dem (Wasser) in 1  $P^2O^3$ , 3  $H^2Cl^2$ , die Salzsre läßt sich ab=  
 38 destilliren u s der syrupdicken Flüssigkt können sich Xstalle des  $P^2O^3$  hydrat  
 39 abscheiden, ~~W~~ wenn man die Sre über  $SO^3$  unter der Luftpumpe einengt.  
 40 Eigenschaften. Die (wasser)leere Sre ist ein weißes flockiges leicht subli=  
 41 mirbares Pulver, legt man es in ziemlicher Menge an die Luft, so absorbiert  
 42 es das (Wasser) schnell, erwärmt sich u verbrennt zu  $P^2O^5$ ; sie riecht knoblauch=

- 83

01 artig, schmeckt sauer; mit (Wasser) verbunden riecht sie weniger; sie reagirt sehr  
 02 stark sauer in (Wasser) ist sie sehr leicht löslich; sie verdichtet das (wasser)gas an der Luft  
 03 u deshalb raucht sie an der Luft; sie giebt eine völlig klare Flüssigkt in der Luft  
 04 u das zerfließen des P beruht f der Anziehung von (Wasser) durch die  $P^2O^3$  die  
 05 sich zunächst s dem  $P^2$  bildet. Aber die  $P^2O^3$  in (wäss)riger Auflsg beharrt nicht  
 06 an der Luft, sondern je mehr (Wasser) sie anzieht, desto schneller verwandelt  
 07 sie sich in  $P^2O^5$ . Wenn man die concentr. Lösung der  $P^2O^3$  erhitzt, so ver=  
 08 wandelt sie sich ganz u gar in  $P^2O^5$  u  $H^6P^2$ ; es bilden sich Flämmchen  
 09 v verbrennender  $H^6P^2$ . Sie löst Fe u Zn auf, aber es entweicht  $H^6P^2$  gas  
 10 u man erhält nicht  $P^2O^3$  re sondern  $P^2O^5$  re Salze; sie wirkt sehr stark  
 11 reduzierend f viele Metalloxýd u Oxýdsalze namentlich Ag, Aur, Hg u  
 12 in der Hitze auch manche anderen namentlich  $As^2$  [au]s der  $As^2O^3$  u  $As^2O^5$  Zb. Bei der  
 13 Darstellung der  $P^2O^5$  kann das  $As^2$  durch die  $P^2O^3$  abgeschieden werden.  $Hg^2Cl^2$   
 14 wird dadurch in  $Hg^2Cl^2$  verwandelt wegen einer (Wasser)zersetzung indem  
 15  $H^2Cl^2$  u  $P^2O^3$  [5] entstehen; mit den nicht leicht reduzierbaren Oxýden giebt  
 16 sie leicht Salze, welche meistens in (Wasser) unlöslich sind; sich von der Luft nicht  
 17 in  $P^2O^5$  re Salze verwandeln aber wohl durch  $N^2O^5$  oder  $Cl^2$ . Beim Erhitzen  
 18 für sich verwandeln sie sich in  $P^2O^5$  re Salze; u es wird wenn (Wasser) zugegen H oder  
 19 auch  $H^6P^2$  verflüchtigt

**Formel 64**

20 Phosphorige Phosphorsäure oder Phosphatische Säure = Unter-  
 21 Phosphorsäure ein Gemenge von Phosphoriger Phosphorsre in (Wasser) fgelöst  
 22 bei einem gew. Punkt (oder) Concentration ist sie  $P^2O^3 + 2P^2O^5 + x aq =$   
 23  $P^6O^{13} = P^2O^{41/2}$  was dann von Einigen =[gleich]gesetzt wird  $P^2O^4$ ; u  
 24 diese Verbdg nennt man dan[n] Unter  $P^2O^4$ . Man hätte dann folgende  
 25 Reihe von Oxýden:  $3P^2 + O^2$ ,  $P^2O$ ,  $P^2O^3$ ,  $P^2O^4$ ,  $P^2O^5$ .  
 26 Es ist schon bemerkt worden daß bei Oxýdation des  $P^2$  entweder bei seiner  
 27 Entflammung, oder beim langsamen Verbrennen das chem. Mittel, neben  
 28 der  $P^2O^5$  auch  $P^2O^3$  entstehen kann; aber die in dem angegebenen Ver-  
 29 hältnisse zueinander bilden sich diese Sren, wenn der P an der Luft zerfließt.  
 30 Am besten thut man die P stange in G[la]sröhren zu starker u sie in einen  
 31 Trichter zustellen der f einem Glase steht; überdeckt das ganze mit  
 32 einem ~~n~~ nicht ganz gut schließen Cylinder f einer Schüssel, f welche  
 33 man (Wasser) giebt; der Apparat muß in ein Zimmer gestellt werden, worin sich kein  
 34 Ammoniak befindet, weil die Sre ammoniakalisch wird. Die Flüssigkt die man so erhält im  
 35 Laufe mehrerer Wochen beträgt, das 3fache Gew. des angewendeten P; sie ist eine  
 36 farblose syrupartige Flüssigkt; sie riecht schwach knoblauchartig, ver-  
 37 liert den Geruch aber ganz nach längerem Stehen; sie schmeckt sehr sauer  
 38 dampft man sie rasch unter Kochen ein, so verwandelt sie sich in  $aP^2O^5 + aq$

**Zeichnung 20**

- 84

01 u es entweicht selbstanzündliches  $H^6P^2$ ; gewöhnlich scheiden sich schwarze  
 02 Flocken von reduzierten  $As^2$  s. Die frischbereitete  $P^2O^3$ ,  $P^2O^5$  giebt  
 03 t Ag lösung 1 weißen Ndrschlag aber allmählig wird das Ag reduziert. Die lang-  
 04 gestandene syrupdicke Flüssigkt reduziert das Ag meist noch ebenso stark,  
 05 aber der weiße Ndrschlg entsteht manchmal nicht mehr; beim Stehen scheint



06 sich nun allmählig die  $c.P^2O^5$  zu bilden, aber die  $P^2O^3$  bleibt darin;  
 07 wenn man sie aber in sehr verdünntem Zustand der Luft setzt so verwandelt  
 08 sich die  $P^2O^3$  ganz in  $P^2O^5$ , wird die Flüssigkeit  $N^2O^5$  erhitzt, so ver=  
 09 wandelt sich schnell in  $P^2O^5$ . Man kann mittelst dieser  $P^2O^3, P^2O^5$   
 10 fs schnellste u billigste  $P^2O^5$  bereitet. Nur sollte man den Gehalt  
 11 v Ammoniak berücksichtigen in derselben. Diese Sre giebt durchaus keine  
 12 besondern u eigenen Salze sondern immer  $P^2O^3$  u  $P^2O^5$  re; sie kann mit  
 13 hin nicht als eine eigenthümliche Sre des  $P^2$  gelten.  
 14 Phosphorsäure =  $P^2O^5$  diese chem. Verbdg findet sich in der Natur  
 15 sehr allgem. verbreitet, aber merkwürdig ist, daß diese Sre besonders an CaO  
 16 u MgO, NaO, u KO, FeO, u  $Fe^2O^3$  u MnO gebunden vorkommt; vielleicht auch  
 17 als  $Al^2O^3, P^2O^5$ . Die wenigen  $P^2O^5$  ren Salze die [--?--] sind unbedeutend.  
 18 In den Pflanzen u Thieren kommen die  $P^2O^3[^5]$  ren Salze ganz gewöhnlich, zu-  
 19 weilen in großer Menge vor; die  $P^2O^5$  ist immer als  $c.P^2O^5$  darin.  
 20 Wir kennen die Sre auch noch in 2 Anderen Zuständen, in denen sie andere  
 21 chem. Reaktionen darbietet. Je nachdem man nun die 3fache Ver-  
 22 schiedenheit es bloß t einem Isomerismus u darauf beziehen sich die zuge-  
 23 fügten Buchstaben, aber man hat die Verschiedenheit abgeleitet von dem Gehalt  
 24 an basischem (Wasser), oder Salzbasen; aber eben die merkwürdige Eigenschaft  
 25 bald 1, 2 oder 3 At (Wasser) zu binden deutet eben f einen verschiedenen Iso=  
 26 merismus hin. Hieraus sind nun verschiedene Nomenklaturen entstanden.  
 27 1, nach Graham  
 28 Gewöhnl. P sre = 3 bas  $P^2O^5$ hydrat oder 3 bas  $c.P^2O^5 = 3aq + P^2O^5$   
 29 2, saures NaO,  $P^2O^5$ , nach W. phosphorsres(wasser)natron = 1 basisch  $cNaO, P^2O^5$  2aq NaO,  $P^2O^5$   
 30 3, neutral. NaO,  $P^2O^5$  = NaO,  $P^2O^5$ (Wasser) = 2 basisch  $cNaO, P^2O^5$  = 1 aq 2NaO,  $P^2O^5$   
 31 4, basisches NaO,  $P^2O^5$  = NaO,  $P^2O^5$  = 3 basisches  $cNaO, P^2O^5$  = 3NaO,  $P^2O^5$   
 32 5, Para  $P^2O^5$  oder 2 basisch  $P^2O^5$  hydrat = 2 basisches  $bP^2O^5 = 2aq + P^2O^5$   
 33 6, 2fachpara NaO,  $P^2O^5$  oder 2basisch NaO,  $P^2O^5$  Wasser = Wa[cken]roder 1 basisch 2 NaO,  $P^2O^5$  = 1aq, NaO,  $P^2O^5$   
 34 7, para NaO,  $P^2O^5$ , 2 basisch  $NaOP^2O^5$  = Wa[cken]roder 2 basisch  $b_2NaO, P^2O^5$ .  
 35 8, Meta NaO,  $P^2O^5$  oder 1 basisch  $P^2O^5$  hydrat oder 1 basische der  $aP^2O^5$  = aq,  $P^2O^5$   
 36 9, Meta NaO,  $P^2O^5$  oder 1 basisch NaO,  $P^2O^5$  oder 1 basisch a. NaO,  $P^2O^5$  = NaO,  $P^2O^5$   
 37 Die  $P^2O^5$  findet sich immer nur als c. gebunden an Salzbasen. Sie bildet sich  
 38 s dem P immer als höchste Oxydationsstufe; man erhält sie als (wasser)leere  $aP^2O^5$  s dem  
 39 P, P oxyd u  $P^2O^3$ , durch Verbrennung in trockenem O gas oder Luft. Als  $cP^2O^5$

- 85

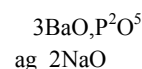
01 erhält man sie s dem P oder den niedrigeren Oxydationstufen mit Hilfe von  
 02  $N^2O^5$  oder  $Cl^2$ , oder auch indem man sie s ihren Salzen abscheidet d[ur]ch stärkere  
 03 Säuren; nur durch Oxydation des P kann man sie einigermaßen billig  
 04 darstellen u ziemlich leicht; die s Knochenerde bereitete ist immer nicht ganz  
 05 rein. Man bringt in eine weite Glasretorde  $N^2O^5$  u (Wasser) zu gleichen Theilen  
 06 u wirft nun in die Retorde Stückweise den P, nachdem man die Sre mäßig  
 07 stark erhitzt hat, oder man erwärmt die phosphorige  $P^2O^5$  u fügt tropfen=  
 08 weise  $N^2O^5$  hinzu bis diese nicht mehr zersetzt ~~ist~~ wird. Es entweichen immer  
 09 ziemlich viel  $N^2O^3$  u auch  $P^2O^3$  u P stückchen; man darf nun das Destillat  
 10 wieder zurückgießen bis der P völlig fgelöst ist; ist kein Ueberschuß v  $N^2O^3$ ,  
 11 so entweichen Dämpfe v  $P^2O^3$  u riechen knoblauchartig; es ist aber besser immer  
 12 einen Ueberschuß v  $N^2O^3$  zu haben. Wenn man  $N^2O^3$  t (Wasser) so weit verdünnt, daß  
 13 sie 1,26 spec. Gewicht hat u nun 1 Th P t 8 Th der Sre f einmal übergießt u nun  
 14 ganz schwaches Feuer giebt, so wird im Laufe v 1 paar Tagen allmählig fgelöst.  
 15 Nach I--?--s<sup>635</sup> bereitet man  $P^2O^5$  auch sehr gut s CuO,  $N^2O^5$ , man erhitzt die Lösung  
 16 u wirft P hinein, der P reduziert das Cu vollständig aber die Sre die  
 17 man erhält ist vorläufig nicht unsere Sre zu substituieren. Die größte

<sup>635</sup> [Vorname] Jones; in diesem Zusammenhang wurde kein ähnlicher Name gefunden, weder bei J. LIEBIG (1843), noch bei L. GMELIN (1843–58).

18 Schwierig ist immer die  $P^2O^5$  von der  $[?]$  u der  $P^2O^3$  u der  $N^2O^3$  zu erhalten. Sodann ist auch  
 19 der  $As^2$  Gehalt zu berücksichtigen, immer.<sup>636</sup> Man kann die  $P^2O^5$  in keinen Ge=  
 20 fäßen stark erhitzen, ohne sie zu verunreinigen, nur Pt gefäße sgenommen u Glas  
 21 u Porzellan. Am besten thut man die  $P^2O^5$  in einer Retorde so viel abzuziehen,  
 22 bis sie anfängt 1 dickliche Flüssigkt zu werden; die  $N^2O^5$  wird alsdann zer-  
 23 legt u geht über; erhitzt man sie aber bis zur starken Syrupsconsistenz,  
 24 so verwandelt sie sich in b.  $P^2O^5$  u lößt  $SiO^3$  auf. Wenn man mehrere male  
 25 (Wasser) zusetzt u wieder destillirt, so kann man die  $N^2O^3$  zuletzt ganz oder ziemlich  
 26 entfernen. Das  $As^2$  wird leicht d[urc]h  $H^2S$  nach Verdünnung der Sre entfernt; man  
 27 hat gesagt daß es entfert werden könne, durch bloßes Glühen der  $P^2O^5$  wenn  
 28 sie noch  $P^2O^3$  enthält. Allein das Glühen kann nur in Platingefäßen ge=  
 29 schehen. In der Regel gebrauchen wir nur die bis zu einem bestimmten o ver=  
 30 dünnte Sre; die glasartige kann nur durch Schmelzen in Pt gewonnen werden.  
 31 Die reine Sre durch Glühen in Pt geräthschaften darzustellen s  $P^2O^5$  v  $H^6N^2$  oder  
 32 s  $SO^3$  haltiger ist ganz unpractisch.  
 33 Eigenschaften. Die (wasser)leere  $aP^2O^5$  ist eine flockige weiße geruchlose  
 34 Substanz, in der Rothglühhitze schmilzt sie u erstarrt zu einem harten Glase;  
 35 noch unter der Weißglühhitze verflüchtigt sie sich, selbst im schwer schmelzbaren  
 36 Glase durch die - Lampe; wird sie in offenen Gefäßen erhitzt, so ver=  
 37 flüchtigt sie sich leicht in weißen Dämpfen. Sie schmeckt sehr aetzend u in (Wasser) ge=  
 38 worfen zischt sie; sie bildet 1 Hydrat welches sich erst allmählig auflöst; ihre  
 39 frische Auflösung erhält sich als  $aP^2O^5$  hydrat; dieses Hydrat entsteht auch  
 40 als ein durchsichtiges geruchloses rein u stark sauer schmeckendes, aber nicht ätzend  
 41 schmeckendes Hydrat. Wenn man die gewöhnliche  $P^2O^5$  so weit abdampft

- 86

01 bis der Rückstand in der Kälte ziemlich fest wird; in diesem Zustande wirkt  
 02 sie ungemein zersetzend ein f Glas, Porzellan u Metalle; sie verflüchtigt  
 03 sich in stärkerer Hitze in weißen Dämpfen; d  
 04 Die  $bP^2O^5$  oder 2 at. Phs[?] ist ein dicker Syrup v 2,0 spec. Gewicht; erhitzt man  
 05 diesen Syrup bis  $213^\circ C$  so entsteht  $aP^2O^5$ +aq. a u  $bP^2O^5$  ziehen (Wasser)  
 06 an, sie lösen sich leicht in (Wasser) auf, u nach kurzer Zeit ist die Flüssigkt  $cP^2O^5$ ,  
 07 namentlich wenn man die Lösungen erwärmt, besonders unter Zusatz von irgend  
 08 einer Säure, namentlich  $N^2O^5$ ; sie unterscheiden sich durch ihre Reaktionen sehr  
 09 auffällig. a u  $bP^2O^5$  schlagen das Eiweiß nieder;  $cP^2O^5$  aber nicht. a u b  
 10  $P^2O^5$  geben t Ag lösung weiße Fällungen, aber die  $cP^2O^5$  giebt mit Ag lösung  
 11 auf Zugabe v Ammoniak einen cygelben Ndrschlag.  $BaCl^2$  giebt t der  $aP^2O^5$   
 12 einen weißen Ndrschlg. während die  $cP^2O^5$  keinen Ndrschlg damit giebt.  
 13 Die  $cP^2O^5$  genau t 3aq. ist eine dicklige Flüssigkt welche über  $SO^3$  im  
 14 luftleeren Raum so wie auch bei Kälte gerade xstallisirt; wenn sie bis  
 15  $213^\circ C$  erhitzt wird, so verwandelt sie sich in  $aP^2O^5$  aber bei geringerer  
 16 Hitze in  $bP^2O^5$  dh. sie verliert 2 oder 1 At basisches aq. Das letzte at (Wasser)  
 17 kann durch Hitze nicht fortgeschafft werden. Die  $c[?]P^2O^5$  giebt t den meisten  
 18 Salzbasen Salze, worin eben 3 at Basis vorkommen; sobald die Salze neutral  
 19 sind. Allein die Alkalien geben damit neutrale Salze worin nur 2 fixe  
 20 Basen enthalten ist. Das dritte At des Salzes ist 1 Aq; wenn man nun die  
 21  $P^2O^5$  ren Alkalien bis zum Schmelzen glüht, so geht das (Wasser) eben fort, aber  
 22 nun mehr ist die c, b  $P^2O^5$  geworden. wenn das geglühte  $NaO$ ,  $P^2O^5$  zersetzt  
 23 wird, so erhält man eine  $P^2O^5$  die sich gegen Eiweiß u Ag lösung u s.w. ver-  
 24 hält wie b  $P^2O^5$ , dh. gew. aq. $NaO$ ,  $P^2O^5$  giebt eine schwach alkalisch re=  
 25 agirende Auflösung. Das  $b2NaO$ ,  $P^2O^5$  reagirt stark alkalisch; das erste giebt  
 26 t  $\#[?]$  Ag lösung, das 3 bas.  $cP^2O^5$ , Ag, welches gelb ist, aber natürlich muß die  
 27 Flüssigkt sauer werden; weil die  $cP^2O^5$  1 at (Wasser), oder Salzbasis enthält.



<sup>636</sup> Hierüber hat Wackenroder veröffentlicht, ebenso Gmelin, der allerdings nicht die Quelle nennt; vgl. L. GMELIN (1843), Bd 1, 580.

28 Nemlich ( $\text{Aq}, 2\text{NaO}, \text{P}^2\text{O}^5$ ) ( $3\text{AgO}, \text{N}^2\text{O}^5$ ) =  $3\text{AgO}, \text{P}^2\text{O}^5$ . 2 NaO + 2  $\text{N}^2\text{O}^5$  + aq,  $\text{N}^2\text{O}^5$   
 29 die Flüssigkt muß sauer sein.  
 30 Das  $\text{bNaO}, \text{P}^2\text{O}^5$  giebt aber t Ag lösung 1 weißen Ndrschlg, v 2 basisch  $2\text{AgO}, \text{P}^2\text{O}^5$ ,  
 31 u die Flüssigkt muß neutral werden; wenn man das  $\text{bAgO}, \text{P}^2\text{O}^5$  mit  $\text{H}^2\text{S}$   
 32 zerlegt, so scheidet man die  $\text{bP}^2\text{O}^5$  ab. Wird die salpetersre Auflösung des #  $\text{bAgO}$ ,  
 33  $\text{P}^2\text{O}^5$  gekocht, so nimmt die  $\text{P}^2\text{O}^5$  wiederum 3 at basisches (Wasser) auf u nun mehr  
 34 giebt Ag lösung nach Neutralisation mit Ammoniak einen cygelben Ndr=  
 35 schlag.  
 36 A[u]s der  $\text{P}^2\text{O}^5$  läßt sich der P nur außerordentlich schwer reduzieren durch  
 37 Galvanismus u in der Glühhitze wird sie von den meisten Metallen,  
 38 selbst Platin zersetzt; von Kohle wird sie am leichtesten u besten zu  
 39 P reduziert, wenn sie an Salz gebunden ist u dadurch weniger flüchtig  
 40 gemacht wird. In der Glühhitze treibt sie  $\text{SO}^3$ ,  $\text{N}^2\text{O}^5$ ,  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  s, da sie mit  
 41 den Salzbasen feuerbeständige Salze giebt während sie auf nassem Wege

- 87

01 durch diese Sren wieder abgeschieden wird. Auf nassem Wege erleidet die  
 02  $\text{P}^2\text{O}^5$  keine Veränderung; sie ist eine starke Säure u liefert wie schon an-  
 03 geführt wurde 3 verschiedene Reihen von Salzen mit 1, 2 oder 3 At; sie  
 04 liefert aber auch außerdem sauer u basische Salze; u zwar in Allen 3 Reihen.  
 05 Die verschiedenen  $\text{P}^2\text{O}^5$  re Salze können sich auch in andere verwandeln durch Glühen u.s.w.,  
 06 wenn man die  $\text{P}^2\text{O}^5$  mit Ueberschuß v Alkalien erhitzt, so bekommt man immer  
 07 3 basische  $\text{P}^2\text{O}^5$  re Salze, welche t der AgO lösung 1 cygelben Ndrschlg giebt.  
 08 Prüfung der Säure; bei festem Zustand als glasartige reine Säure ist  
 09 sie ein weißes durchsichtiges ziemlich sprödes Glas, welches an der Luft zu einer  
 10 völlig klaren Flüssigkt zerfließt u sich in Alkohol u (Wasser) völlig klar auflöst;  
 11 Verunreinigungen t  $\text{SiO}$ ,  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  auch  $\text{Al}^2\text{O}^3$  geben sich durch die Trübung kund;  
 12  $\text{CaO}, \text{P}^2\text{O}^5$  muß aber schon in Menge vorhanden sein, um ihn so zu erkennen. Die  
 13 frische (wäss)rige Lösung reagirt wie a,  $\text{P}^2\text{O}^5$  nach einigem Stehen ist sie in  $\text{cP}^2\text{O}^5$   
 14 übergegangen. Die gewöhnliche offic. Säure ist eine (wäss)rige Lsg von 1,125 35 [spec.Gew.],  
 15 dieselbe t überschüssigem  $\text{H}^6\text{N}^2$  versetzt soll sie ganz klar bleiben; jede  
 16 Spur von  $\text{SiO}^3$ ,  $\text{Al}^2\text{O}^3$ ,  $\text{CaO}, \text{P}^2\text{O}^5$ ,  $\text{MgO}, \text{P}^2\text{O}^5$  u  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  macht sich bemerklich  
 17 durch einen flockigen Ndrschlg der allmähig sich absetzt u dann erst recht deutlich  
 18 wird; ist die Verunreinigung sehr stark, so ist die Sre zu verwerfen! Die  
 19 Säure welche sehr viel CaO enthält läßt sich daran erkennen, daß man sie nicht  
 20 ganz t reinem  $\text{H}^6\text{N}^2$  sättigt u dann reines  $\text{KO}, \text{Ö}$  zufügt. Die (wäss)rige dünne  
 21 Lösung muß mit  $\text{BaCl}^2$  nicht die mindeste Trübung erleiden; meistens aber  
 22 nach längerem Stehen zeigt sich eine Spur v  $\text{BaOP}^2\text{O}^5$ ; nur wenn  $\text{aP}^2\text{O}^5$  vor=  
 23 handen ist, so kann auch ein weißer flockiger Ndrschlg entstehen, der sich in  $\text{H}^2\text{Cl}^2$   
 24 nur schwierig wieder [au]flößt. Die verdünnte Sre muß beim Hindurchleiten  
 25 v  $\text{H}^2\text{S}$  auch nach längerem Stehen nicht die mindeste Trübung v  $\text{As}^2\text{S}^2[5]$  auch  
 26 nicht wenn man die Flüssigkt erhitzt; ebenso mit Zn u  $\text{SO}^3$  versetzt darf durch  
 27 aus nicht ein Anflug von  $\text{As}^2$  f bekannte Weise erzeugt werden. Dieser  
 28 Versuch ist vielleicht genauer als der t  $\text{H}^2\text{S}$ , wenn man nicht genug  $\text{H}^2\text{S}$  hindurch  
 29 geleitet hat. Mit  $\text{H}^6\text{N}^2$  im Uebermaß versetzt soll durch  $\text{H}^2\text{S}$  behandelt darf  
 30 kein schwarzer Ndrschlg von CuS, FeS auch wohl AgS oder PbS. Sn u Cu auch das P [?]  
 31 zeigen sich in der verdünnten Sre für sich; aber Pb wird nur in der alkalischen  
 32 Flüssigkt entdeckt. Die verdünnte  $\text{P}^2\text{O}^5$  muß t Ag lösung gar keine Trübg  
 33 geben u nach Uebersättigung t  $\text{H}^6\text{N}^2$  auch beim Kochen sich gar nicht färben  
 34 von reduz. Ag, wo durch  $\text{P}^2\text{O}^3$  bestimmt angezeigt wird.  $\text{N}^2\text{O}^3$  erkennt man  
 35 f das leichteste f die bekannte Weise t  $\text{FeO}, \text{SO}^3$  u  $\text{SO}^3$ ; man muß wenigstens  
 36 das 4fache  $\text{SO}^3$ , aq zu der verdünnten Säure nehmen; enthält die Sre  $\text{N}^2\text{O}^3$ , so  
 37 bildet sich eine rothe, bei  $\text{N}^2\text{O}^5$  eine grüne Zone. Die ältere Prüfung  $\text{H}^2\text{Cl}^2$   
 38 zuzusetzen u 1 Stückchen Blattgold ist ganz überflüssig. Eine Prüfung f  
 39 Ammoniak wäre nicht ganz überflüssig, da man angegeben hat, es befände sich

Na 2,NaO, $\text{P}^2\text{O}^5$

- 88

01 in der Sre immer  $H^6N^2$ ; man braucht nur KO im Uebermaß zuzufügen  
 02 u dann ein Stäbchen t nicht rauchender Säure drüber zu halten; man macht billig  
 03 einen Gegenversuch. Wie es scheint so erzeugt sich durch Anwendg der  $N^2O^5$   
 04 kein Ammoniak u die  $P^2O^3, P^2O^5$  wenn sie sich nicht in  $H^6N^2$  haltigen Räumen  
 05 gebildet hat, scheint nicht  $H^6N^2$  haltig zu werden.  
 06 Phosphorsäure aus Knochen. Sie ist nichts anderes als ein saurer  
 07 übersaurer  $P^2O^5, CaO$ ; dies [--?--]  $P^2O^5$  glasartige ist das gemeine Salz;  
 08 man kann diese Säure keinem mediz. Zwecke benutzen, aber wohl wenn man  
 09 das sre Salz t - zersetzt, u diese Säure bereitet.  
 10 Am besten geschieht die Darstellung indem man 200 Grm weiße getrocknete  
 11 Knochen t [--?--ol. vit.]<sup>637</sup> übergießt t 1500 Grmm (Wasser) vermischt t 150 Grmm engl.  $SO^3$   
 12 selbst unreine; man läßt in einer Schaale das Gemenge 12 Stden stehen u wenn  
 13 möglich digerirt man es 1/2 Sde lang; sollte (Wasser) verdampfen so wird es zersetzt,  
 14 man kolirt<sup>638</sup> durch ein leinernes Tuch, reibt den Rückstand mit 200 gramm (Wasser)  
 15 und kolirt abermals; man erhält f diese Weise 1520 Gramm Flüssigkt;  
 16 der Sicherheit wegen leitet man  $H^2S$  durch während kurzer Zeit; filtrirt nun  
 17 u dampft hier auf bis zu 400 Grmm ab; nach dem Erkalten scheidet sich  $CaO$ ,  
 18  $P^2O^5$ , u  $SO^3$  aus, die man durch ein Filter absondert, nun dampft man bis zur  
 19 Syrupdicke ein = 160 Grmm; bringt des Breÿ in eine Weinflasche u schüttet  
 20 darauf 320 Grmm Weingeist, 84%; schüttelt das Ganze u läßt über Nacht stehen  
 21 kolirt die Flüssigkt durch ein leinernes Tuch u filtrirt die trübe Flüssigkt  
 22 möglichst schnell bedeckt[?]; man kann den Rückstand t - [au]swaschen, es ist aber  
 23 nicht nöthig die Flüssigkt muß 400 Gramm wiegen; man destillirt t einer  
 24 gewöhnlichen Retorde über der 3 -?-stigen[?] bis die Flüssigkt nur noch 60 80  
 25 Grmm beträgt. Der Inhalt der Retorde wird in einer Porzellanschale abge=  
 26 dampft zur Syrupdicke u ganz schwarz geworden ist u keinen üblen Geruch  
 27 von dem sich zersetzenden Aether  $P^2O^5$  mehr giebt. Alsdann nach dem Erkalten  
 28 gießt man 100 Grmm (Wasser) darauf; setzt ein wenig v sgeglühter Holzkohle hinzu u  
 29 filtrirt. Die Flüssigkt muß 120 Gramm wiegen u die fertige Säure hat  
 30 ein spec. Gew. = 1,136, sie ist so rein als sie überhaupt dargestellt werden kann  
 31 und als medizinisches Präparat recht brauchbar und billig, wenn man den d[urc]h  
 32 - sgeschiedenen 2 bas.  $CaO, P^2O^5$  t (Wasser) übergießt u t kohlenrem  $NaO$  be=  
 33 handelt; man erhält immer eine ziemliche Menge sehr schönen u sehr  
 34 reinen  $NaO, P^2O^5$  wodurch die Kosten der Sre gedeckt werden.<sup>639</sup> Nach  
 35 der preu Pharm. soll man die gereinigte Sre dazu verwenden aber das Salz ist  
 36 weniger rein.  
 37 Wenn man diese gereinigte Sre t  $H^6N^2$  im Uebermaß versetzt, hernach  
 38 den Ndrschlg des  $P^2O^5$  ren Salze trennt, die Flüssigkt eindampft u glüht, so soll  
 39 eine ganz reine Sre erhalten werden. Nach Liebig soll man der gereinigten

- 89

01 Säure einen Ueberschuß von  $SO^3$  zusetzen, so daß Alles  $CaO$  entfernt wird. Der Ueber=  
 02 schuß des  $SO^3$  muß wieder durch Glühen entfernt werden; gar kürzlich hat Glym<sup>640</sup> angegeben, wenn  
 03 man die Sre für sich abdampfe u glühe im Pt, so bilde sich ein unlösliches  $P^2O^5$   
 04  $MgO$  salz u die Lösung der Säure sei dann rein. In dieser gereinigten Sre befinden  
 05 sich immer  $P^2O^5$ ,  $MgO$ ,  $Fe$ ,  $CaO, P^2O^5$ , auch wohl ganz wenig  $CaO, SO^3$ ; ob auch  $P^2O^5c$ ,  
 06  $NaO$ , darin vorkommt ist nicht erwiesen.  $\text{Ð}$   
 07 Die gereinigte Sre s Knochen muß eine ganz farblose oder höchstens nur  
 08 schwach weingelbe Flüssigkt sein; von 1,125 spec. Gew. - [1,]135 ohne Geruch. Bei

<sup>637</sup> Gemeint ist hier eine konzentrierte Schwefelsäure.

<sup>638</sup> Es handelt sich um einen veralteten lateinischen Begriff für „durchsiehen“ (meist durch ein Tuch).

<sup>639</sup> Hier zeigt sich Wackenroders kostenbewusstes Arbeiten, das auch in Biographien seiner Schüler Erwähnung fand.

<sup>640</sup> Name, vielleicht wird Gmelin erwähnt, wahrscheinlicher Thomas Graham (1805–1869), ein britischer Chemiker. L. Gmelin (1843), Bd 1, 432 verweist zu diesem Thema auf Pierre Louis Dulong (1785–1838) und Antoine Jérôme Balarde (1802–1876).

09 längerem Aufbewahren bildet sich wohl 1 wenig Schimmel; die Sre soll mit  $\text{BaCl}^2$  ver-  
10 setzt nur 1 geringen Ndrschlg Trübung geben; manchmal zeigt sie sich auch  
11 vollkommen frei von  $\text{SO}^3$ ; einen eigentlichen Ndrschlg darf sie nicht geben.  $\text{AgO}$   
12 lösung bringt gar keine Trübung hervor, wenn bei der Reinigung t Kohle  
13 nicht eine Spur  $\text{KCl}^2$  hineingebracht wurde; einen Ndrschlg darf die Sre t  $\text{AgO} =$   
14 lösung gar nicht geben. Mit  $\text{H}^6\text{N}^2$  im Uebermaß versetzt entsteht 1 ziemlich  
15 starker Ndrschlg v  $\text{P}^2\text{O}^5$  von Salzen, wie  $\text{MgO}, \text{P}^2\text{O}^5$  ist er xstallinisch; dem Ndrschlg sind noch  
16  $(\text{CaO}, \text{u } \text{Fe}^2\text{O}^3, \text{A}[\text{s?}]^2\text{O}^5)$  beigemischt;  $\text{KO}, \tilde{\text{O}}$  t der verdünnten Sre vermischt giebt  
17 immer noch 1 Ndrschlg von  $\text{CaO}, \tilde{\text{O}}$ ; jedoch ist zuweilen die Menge des  $\text{CaO}$  durchaus  
18 vermindert. Die Flüssigkt muß immer so stark verdünnt werden, daß das gebildete  
19 sre  $\tilde{\text{O}}, \text{CaO}$  niederfallen kann. Wenn man nach hinlänglichem Zusatz den  $\text{CaO}, \tilde{\text{O}}$  ge-  
20 brannt hat, so bekommt man durch  $\text{H}^6\text{N}^2$  die  $\text{MgO}, \text{P}^2\text{O}^5$ . Mit  $\text{H}^6\text{N}^2, \text{S}$  im  
21 Ueberschuß versetzt entsteht ein ziemlicher Ndrschlg von  $\text{P}^2\text{O}^5$  ren erdigen Salzen  
22 mit  $\text{FeS}$ , auf Zusatz vom 1 wenig  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  verschwindet die graugrüne Farbe  
23 v  $\text{FeS}$  vollständig; wenn eine schwarze Färbung bleibt, so kann sie v  $\text{PbS}$   
24 oder  $\text{CuS}$  herrühren; eine Prüfung f  $\text{As}^2$  geschieht t  $\text{H}^2\text{S}$  oder durch  $\text{Zn}$  u  $\text{SO}^3$ .  
25 Mit  $\text{KO}, \tilde{\text{A}}$  gekocht giebt die Sre einen Ndrschlg v  $\text{P}^2\text{O}^5, \text{Fe}^2\text{O}^3$ . Durch diesen  
26 Gehalt v  $\text{Fe}^2\text{O}^3$ , u  $\text{MgO}, \text{P}^2\text{O}^5$  unterscheidet sie sich bestimmt von einer un=  
27 reinen Sre s  $\text{P}^2\text{O}^5$ . Mit dem 2fachen Vol[u]m[en] Weingeist vermischt darf nur eine  
28 geringe Trübung entstehen; wäre der Ndrschlag stark so wie es geschieht  
29 wenn man absolut Alkohol verwendet so ist die Säure nicht genug rein.  
30 Phosphorwasserstoffgas =  $\text{H}^6\text{P}^2$  man erhält es f mancherlei Weise  
31 wenn auch nicht immer von gleicher Reinheit; nemlich in dem einen Falle entzündet  
32 es sich in Berührung t der Luft, in dem anderen nicht. Wenn man die phosphorige  $\text{P}^2\text{O}^5$   
33 erhitzt so zerlegt sich das (Wasser), daß  $\text{P}^2\text{O}^5$  entsteht u das H gas nimmt P auf u anzündet sich  
34 an der Luft, wenn man  $\text{P}^2$  mit kaustischem Alkol. kocht, so wird immer das (Wasser) zer=  
35 legt u es bildet sich unterphosphorige Sre,  $\text{P}^2\text{O}^5$  ~~phosphor~~ u  $\text{H}^6\text{P}^2$ , ist die Entwickl  
36 rasch, so entzündet sich das Gas; wenn man die Gefäße zu groß anwendet, so kann sich  
37 das Gas im Innren entzünden u es entsteht eine gefährliche Explosion. Man muß  
38 den Apparat darauf einrichten, ungefähr folgendermassen. Man bringt in  
39 eine Digerirflasche von etwa 2 Unzen Inhalt, 38 Grmm Liq.Natr.conct. Die Flasche muß  
40 3/4 4/5 angefüllt sein; wirft die 1/2 Gramm Phosphor hinein u stellt nun eine

**Formel 65**

**Zeichnung 21**

- 90

01 gewöhnliche Gasleitungsröhre darauf, die t (Wasser) abgesperrt wird; die Digerirflasche  
02 wird in einer Sandkapelle erhitzt, direkt über dem Apparat einen eisern Cylinder.  
03 Man erhitzt die Flüssigkt t der -lampe<sup>641</sup> allmählig u nach 1/2 Sde geht die Ent=  
04 wicklung ganz gefahrlos vor sich, will man das Gas nicht mehr entwickeln, so  
05 nimmt man die Lampe weg; nach Rose soll man  $\text{H}^6\text{P}^2$  im reinsten Zustande  
06 erhalten, wenn man die abgelöschte  $\text{CaO}$ , t P zusammen erhitzt. Wird  $\text{CaO}, \text{P}$ ,  $\text{P}^2\text{Fe}$   
07 mit verdünnter  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  fgesetzt, so entweicht auch  $\text{H}^6\text{P}^2$  aber es entzündet sich nicht  
08 von selbst. Der  
09 Der  $\text{H}^6\text{P}^2$  ist ein farbloses Gas v durchdringendem Geruch u unangenehmen Ge=  
10 schmack; das Gas entzündet sich an der Luft, wenn es etwas freien  $\text{P}^2$  enthält; oder  
11 wenn nach Thenard flüssiges  $\text{H}^6\text{P}^2$  dabei ist; setzt man das entzündliche Gas dem  
12 Sonnenlicht s, so verliert es seine selbst Entzündlichkt u es setzt sich P ab. Nach  
13 Thif[e]nards Untersuchungen soll in dem  $\text{H}^6\text{P}^2$  flüssiges enthalten sein, das sich beim  
14 Erkalten abscheiden läßt. An eine isomerische Modification ist nicht  
15 zu denken. Durch glühende Röhren geleitet zerlegt es sich in H u P wie  $\text{As}^2\text{H}^6$ .  
16 Entzünden sich die Gasblasen an der Luft, so geben sie einen Ring v  $\text{P}^2\text{O}^5$ , das  
17 Gas reagirt indifferent u wirkt in reinem Zustand leicht tödtlich; es wird  
18 vom (Wasser) sehr wenig absorbirt u das (Wasser) nim[m]t den Geruch u Geschmack des Gases  
19 an. Bei Einwirkung der Luft scheidet sich das P bald ab, wie das S im  $\text{H}^2\text{S}$ .  
20 Die Metalllösungen ergreifen nur den H u scheiden den P ab, aber zuweilen

<sup>641</sup> Mit der Alkohollampe ist ein Spiritusbrenner gemeint.

21 bilden sich die P metalle in geringer Menge; leitet man  $H^6P^2$  durch  $AgO, N^2O^5$ ,  
 22 so wird nach Rose Alles Ag reduzirt u entsteht kein  $AgP^2$ . Der  $H^6P^2$  kann  
 23 übrigens t mehren H säuren, so mit  $H^2Jd^2$  eine xstallinische Verbindung  
 24 bilden u er erscheint in dieser Beziehung als ein Alkali. Schon nach G--?-ausen[?]<sup>642</sup>  
 25 bildet sich ein Flüssiges  $H^6P^2$  wenn man P t einer alkalischen Lösung mit  
 26 KO kocht; die Zusammensetzung dieser flüssigen Verbindung ist nur sehr schwer  
 27 genau zu ermitteln. Uebergießt man  $P^2K$  mit (Wasser), so scheidet sich ein gelbes  
 28 Pulver ab, welches sich nach Magnus<sup>643</sup>  $H^2P^4$  ist.  
 29 Auflösungen des P in aether u Oelen.  
 30 Phosphoraether.<sup>644</sup> Es weden 6 gr in dünnen Scheiben zertheilter P in einem  
 31 Stöpselglas t #i Aether übergossen; das Glas muß ziemlich voll sein, man  
 32 läßt mehrere Tage stehen u dekantirt die Lösung in #ii Gläsern ab. Dieser  
 33 Aether ist eine (wasser)klare Flüssigkt, die aber bei längerem Aufbewahren unter  
 34 Zutritt der Luft sich trübt, u rothe P substanz absetzt, nach W.  $P^3O$ . Die  
 35 Lösung reagirt als dann sauer. Die frische Lösung hinterläßt f 1 Uhrschaale  
 36 den P; t Aq schlägt sich der P nieder.  
 37 Phosphorlinium[?]oel. Man lößt den P gewöhnlich in Mohnoel auf  
 38 unter Zusatz von etwas Kampfer; man hat auch dippelsche Oel<sup>645</sup> ange=  
 39 wendet; man weiß daß 100 Th Mandel oder Mohnoel bei gewöhnlicher Tempetr  
 40 2,8 , bei  $100^\circ$  4 Th. P flösen; Kampfer soll die Löslichkt vermehren.  
 41 Man muß 1 Digerir oder Medizinglas t dem Oel anfüllen, u das Glas ganz leicht

- 91

01 verstopft f einer warmen Eisenplatte digeriren; fügt den P hinzu möglichs  
 02 gut v (Wasser) abgetrocknet, bevor man das Oel erhitzt; schüttelt das Glas mäßig  
 03 stark[, ] verstopft u zur Vorsicht kann man das Glas in ein Tuch wickeln,  
 04 man oeffnet[?] das Glas u erwärmt; es ist ganz unnöthig die Hitze bis zu  $100^\circ$   
 05 zu steigern. Die erkaltete Lösung gießt man ganz klar in kl. Gläser. Bei  
 06 gutem Verschuß hält sich diese Lösung jahrelang; sie muß immer ganz  
 07 klar dispensirt werden, trübe ist sie v un[au]fgelößtem P; an der Luft  
 08 raucht sie u leuchtet, auch beim Schütteln; am meisten f der Haut; aber  
 09 eine eigentliche Entzündung des P findet nicht statt; sie röthet immer sauer  
 10 v  $P^2O^3$ ; sie muß stark nach  $P^2$  riechen.  
 11 Bor = B = 1 At. = laeq = 13,620; es findet sich nur  $BO^6$   
 12 im Mineralreiche u kann s der Säure geschieden werden wenn man die (wasser)leere  
 13 Säure t K erhitzt; am leichtsten erhält man es s dem  $KF^2 + BF^6$   
 14 indem man dieses Salz t K in einer eisernen Röhre erhitzt; es ent=  
 15 steht 3  $KF^2$  wird die Masse t (Wasser) übergossen, so bleibt das B zurück.  
 16 Dumas giebt an daß  $Cl^2B$  durch H sehr leicht zu zersetzen sei. Es ist  
 17 ein grünliches undurchsichtiges graues Pulver, wie feingepulverte Kohle,  
 18 durch starkes Glühen im Verschlussenen wird es fest u sinkt in conc.  $SO^3$  nieder;  
 19 ohne Geruch u Geschmack u kann f keine Weise geschmolzen u verflüchtigt  
 20 werden; in (Wasser) u Alkohol ist es unlöslich; an der Luft unveränderlich, leitet die  
 21 Electtizität nicht; bis zu  $900^\circ$  an der Luft erhitzt verbrennt es uhnge=  
 22 fähr wie Kohle; im O t stärkerem Glanze des Product = Borsäure  
 23 Das ungeglühte B verbindet sich sehr leicht t  $Cl^2$  u S; von conc.  $N^2O^5$  oder  
 24 Königs(wasser) wird es in der Wärme oxydirt; mit Salpeter verpufft es sehr

**Formel 66**

<sup>642</sup> J. LIEBIG (1843), Bd 1, 300 zitiert beim Phosphorwasserstoff Graham (1805–1869), L. GMELIN (1843), Bd 1, 536 nennt einen unbekannten Grotthuss.

<sup>643</sup> Heinrich Gustaf Magnus (1802–1870) war Professor der Physik und Chemie in Berlin, vgl. H. SCHELENZ (1904), 667.

<sup>644</sup> Beide hier erwähnten Phosphorpräparate wurden vornehmlich als Rattengift verwendet, vgl. W. SCHNEIDER (1975), Bd 6, 67–68. Bei Phosphoraether schreibt die preußische Pharmacopöo, wie hier beschrieben, 6 Gran Phosphor und 1 Unze Äther vor, vgl. F. P. DULK (1833), Bd 2, 200; beim Oleum phosphoratum 12 gran P und 1 Unze Mandeloel, vgl. F. P. DULK (1833), Bd 2, 658.

<sup>645</sup> Gemeint ist das „Oleum animale Dippellii“ auch „emphyreumatisches Öl“ genannt, es enthält organische aromatische Amine, vgl. hierzu W. SCHNEIDER (1968), Bd 3, 96 und WESTRUMB (1804), Bd 3, 90–92.

25 heftig; t KO,CO<sup>2</sup> geglüht entsteht BO<sup>3</sup>, gerade wie CO gas s der Kohle.  
26 Das B bildet nur t O eine Verbindung die  
27 Borsäure sie ist BO<sup>3</sup>, xstallisirt ist sie 2BO<sup>3</sup>,+3aq+3aq; setzt  
28 man sie einer Temptr v 100° [au]s so gehen 3 aq fort. Bringt man die BO<sup>3</sup>  
29 in 1 Pt tiegel zum schmelzen, so gehen die 3 anderen aq weg u sie bildet ein völlig  
30 durchsichtiges Glas; sie findet sich in zienlich großer Menge in kl Sümpfen u  
31 Quellen im Toscanischen im vulkanischen Boden; dieses (Wasser) wird blos abge=  
32 dampft u so erhält man den Sassolin<sup>646</sup>, es soll indessen nur 60% enthalten.  
33 Außer[dem] kommt die BO<sup>3</sup> im Tinkal vor, in vulkanischen Gegenden. Um die Sre  
34 rein darzustellen muß man den Borax t einer Säure zersetzen; nimmt man  
35 SO<sup>3</sup> wie früher, so bekommt man BO<sup>3</sup> t hartnäckig anhängender SO<sup>3</sup>; nimmt  
36 man H<sup>2</sup>Cl<sup>2</sup>, so wird die anhängende Sre verflüchtigt, wenn die BO<sup>3</sup> getrocknet  
37 wird. Man lößt 40 Grmm Borax in 100 grmm (Wasser) f, fügt 25 grmm reine H<sup>2</sup>Cl<sup>2</sup>  
38 hinzu; man läßt die warme Flüssigkt in der Schaale erkalten u läßt die Sre  
39 dann in 1 Trichter abtropfen, lößt sie dann in 40 Th destillirt (Wasser) in der Wärme f,

- 92

01 dampft bis zur Salzhaut ab u läßt 12 Stden stehen; wäscht dann die Sre mit ganz  
02 kaltem (Wasser) mehreremal ab u behält dann 17 Gram Sre; die erste Mutterlauge  
03 kann man bis zur Salzhaut abdampfen. Das [au]sxstallisirte lößt man in dem Wasch(wasser) der  
04 reinen Sre wieder auf u erhält noch 3 Grmm ganz reine BO<sup>3</sup>.  
05 Eigenschaften. Die xstallisirte Sre bildet perlmutten glänzende Blättchen  
06 o[der] Schuppen, welche wahrscheinlich 6seitige Tafeln sind; sie verliert die Hälfte  
07 ihres (Wassers) bei 100° u zugleich anhängende H<sup>2</sup>Cl<sup>2</sup>; in 1 Pt tiegel fließt die Sre  
08 wie Oel, ganz farblos u verliert erst dann anhängende SO<sup>3</sup> gänzlich. Beim  
09 Erkalten erscheint sie als durchsichtiges Glas, eswird aber an der Luft un-  
10 durchsichtig; sie ist völlig geruchslos u feuerbeständig u daher Alle übrigen  
11 Säuren, sgenommen SiO<sup>3</sup>, in der Glühhitze [au]streibt; sie schmeckt schwach säuerlich,  
12 aber nicht aetzend; die (wasser)leere hat 1 spec. = 1,83. Die xstallisirte = 1,480;<sup>647</sup> sie zer-  
13 legt sich nur äußerst schwierig durch Elecktrizität; von Kohle, H, wird sie  
14 in der Glühhitze gar nicht verändert, aber sie zerlegt sich beim Glühen t K.  
15 Sie wird auch zerlegt durch Glühen t Fe u Kohle, es entsteht BFe, eine  
16 Verbindung, die [man] früher als das B selbst kannte. 100 Th. (Wasser) v 10° lösen 3 Th.  
17 (wasser)leere Sre auf, v 100° 8 Th. in Alkohol ist sie unlöslich, die xstallisirte  
18 ist leichter löslich. 100 Th. v 19° lösen 4 Th xstallisirte f, v 100° 34 Theile.  
19 Die xstallisirte Sre bedarf zu ihrer Lösung in Weingeist 5 Th; diese Lösung  
20 brennt t einer gelblichgrünen Flamme, zeisiggrün; die Färbung der Flamme  
21 rührt davon her, daß die BO<sup>3</sup> t den Dämpfen des Alkohols sich verflüchtigt u  
22 man sieht daher nur die Säume der Flamme grün gefärbt; beim starken  
23 Kochen einer geistigen oder (wäss)rigen BO<sup>3</sup> verflüchtigt sich immer etwas Säure vermisch  
24 t u so hatte man dann früher eine destillirte; denn von sich ist die Sre gar  
25 nicht flüchtig. Die (wäss)rige u geistige Lösung der BO<sup>3</sup> reagiren schwach sauer  
26 die alkalische Lösung wenn das Papier abtrocknet; Curcumapapier wird inten-  
27 siv gelb oder braunroth gefärbt; dies mennigrothe Färbung hat man als  
28 Argument gegen die Benutzung des Curcumapapiers angeführt, natürlich  
29 ohne hinlänglichen Grund. Diese rothe Färbung findet auch dann statt,  
30 wenn man die (wäss)rige Lösung t einer Säure versetzt, zb H<sup>2</sup>Cl<sup>2</sup> u sie beruht f  
31 einer Veränderung des Curcumapigmentes. Die BO<sup>3</sup> bildet 1, 2 u 4fach sre  
32 Salze welche sämmtlich leicht schmelzbar sind; die BO<sup>3</sup> von Alkalien reagiren wie  
33 die entsprechenden Alkalien, alkalisch; sie schmelzen nicht allein sehr leicht, sondern  
34 lösen auch Metalloxyde f, indem BO<sup>3</sup> Doppelsalze oder basische Salze entstehen.  
35 Die BO<sup>3</sup> ist eine schwache Säure u da sie nicht flüchtig ist, so liefert sie

#### **Formel 67**

<sup>646</sup> Borsäure wurde entdeckt als Quellabsatz bei Sasso in der Toskana.

<sup>647</sup> Mit der wasserleeren Borsäure ist heute das Boroxid (B<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) mit der Dichte von 1,844 g/cm<sup>3</sup> gemeint; kristallisierte Borsäure hat heute die Formel H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>. Die Dichte beträgt 1,435 g/cm<sup>3</sup>.

36 t anderen Säuren häufig Doppelsäuren, welche gewisse Arten von  
 37 Salzzähnlichen Verbindungen liefern, von dieser Art ist der Boraxweinstein<sup>648</sup>  
 38 Prüfung. Sie muß weiße ungefärbte Blättchen bilden, die großen  
 39 Blätter sind meist  $\text{SO}^3$  haltig; sie löst sich in (Wasser) vollkommen f u ebenso im  
 40 Weingeist; die (wässrige) Lösung darf nicht durch  $\text{BaCl}^2$  gefällt werden, wenn die  
 41 Lösung sehr concentrirt ist, so giebt sie mit neutralen [keinen] aber mit basischen  $\text{PbO}$ , Ä einen  
 42 Ndrschlag. Ag lösung giebt ebenfalls keine Trübung vor wenn die Sre

- 93

01 mit  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  bereitet wurde kaum 1 Trübung.  
 02 Fluorbor =  $\text{BF}^6$ ; wenn man  $\text{CaF}^2$  u  $\text{BO}^3$  in einem Flintenlauf  
 03 glüht, so erhält man dies Gas; vielleicht erhält man das Gas wenn man 2 Th  
 04  $\text{CaF}^2$  fein zerrieben, 11/2 Th. xstallisirte  $\text{BO}^3$  u 12 Th. concentr.  $\text{SO}^3$  t ein-  
 05 ander in einem Glase bis zum Kochen erhitzt u das Gas über Hg ffängt. Das  
 06 Glas wird hierbei wenig angegriffen, obwohl immer 1 kl. wenig Fluor=  
 07 kiesel darin seyn kann.

**Formel 68**

08 Eigenschaften: es ist völlig farblos, welches an der Luft einen ungemein  
 09 dicken weißen Rauch bildet; indem durch das (Wasser) der Luft  $\text{BO}^3$  u 3  $\text{H}^2\text{F}^2$  entstehen,  
 10 es riecht sehr sauer u wirkt äußerst erstickend; es röthet Lackmuspapier,  
 11 es wird aber nach einiger Zeit verkohlt u ganz schwarz. Das reine Gas wirkt un-  
 12 gemein zerstörend f Alle organische Körper; selbst manchmal schneller  
 13 als  $\text{SO}^3$ . Es wird gar nicht leicht zersetzt, nur das K liefert unter Feuer-  
 14 erscheinung  $\text{F}^2\text{BK}$ , oder wenn genug K vorhanden ist, wieder[?] das K reduzirt.  
 15 Glas wird davon nicht angegriffen. 1 vol. (Wasser) absorbirt das 700fache des Gases  
 16 u giebt 1 rauchende Flüssigkt, v 1,77 spec. Gew. Diese Flüssigkt ist die  
 17 Borfluorwasserstoffsäure; Borsäure scheidet sich daraus ab u es  
 18 bleibt bei gehöriger Concentration die Doppelsäure ziemlich rein in Lösung.

**Formel 69**

19 Kiesel = Si = 1at = 1 aeq = 27,731 Diese Atomgew. ist eine Folge  
 20 von der Ansicht daß die  $\text{Si}=\text{SiO}^3$  zusammensetzt ist; wenn man aber die  $\text{Si}=\text{SiO}^2$  setzt  
 21 = dem  $\text{CO}^2$  so muß natürlich das Atomgew. des Si ein anderes werden.  
 22 Der Si findet sich in der Natur nur als  $\text{SiO}$  oder Kieselsre; sie findet sich im Mineral-  
 23 reiche in großen Massen angehäuft; aber sie ist auch in Pflanzen u Thier-  
 24 reiche ein wichtiger Bestandtheil. Das Si kann nur s seinen Verbindungen  
 25 dargestellt werden; am wenigsten s der O verbindung. Es ist schon eine alte  
 26 Erfahrung, daß das Eisen zuweilen Si abscheidet wenn man es in Sren auf=  
 27 löst. Unser gewöhnliches Fe enthält immer + - [mehr oder weniger] das Radikal des Si. Wenn  
 28 man  $\text{SiO}^3$  Kohle u Fe miteinander in gehörigem Verhältnis glüht, so be=

**Formel 70**

29 kommt man in kl. Kugeln geschmolzenes  $\text{FeSi}^3$ . Im gew. Fe findet sich immer  
 30 etwas  $\text{FeSi}^3$ , beträgt es viel, so ist das Fe schlecht u spröde; glüht man Si u  
 31 unter Dämpfen von K so bildet sich  $\text{KO}$ , u Si wird reduzirt. Wird  $\text{KF}^2$   
 32 +  $2\text{SiF}^6$ , ein leicht xstallisierb[are]s Salz t 6 K erhitzt, so erhält man  $9\text{KF}^2$  u  
 33 2 Si scheiden sich ab; sie bleiben beim A[u]fgießen von (Wasser) zurück; auch soll  
 34 man noch leichter Chlorkieselgas mit K zersetzen können; das reduzirte Si  
 35 ist ein dunkelbraunes Pulver aber es enthält immer 1 Spur H; beim Erhitzen  
 36 an der Luft verbrennt dieser Si ziemlich leicht u bildet (Wasser) u  $\text{SiO}^3$ ; aber im ver=  
 37 schlossenen geglüht, nimmt das Si eine dunkel chocoladen[?]braune Farbe an, sintert  
 38 zusammen u wird schwerer als concentr  $\text{SO}^3$ . Unter dem Polirstahl nimmt das Si  
 39 keinen Metallglanz an, ist aber undurchsichtig wie Kohle. Nichtleiter der Eleck  
 40 tr[izi]tät, er verbrennt bei Erhitzung in O gas nicht weil er zu verdichtet ist, auch  
 41 wird er von kochender  $\text{KO}$  nicht angegriffen, auch nicht von den Sren, selbst

**Formel 71**

- 94

<sup>648</sup> „Tartarus boraxatus“ ist ein Mischsalz aus weinsteinsäurem und boraxsaurem Natron-Kali; vgl. W. SCHNEIDER (1968), Bd 3, 162.



01 nicht von  $F^2H^2$ , setzt man aber  $N^2O^5$  zu, so löst er sich auf u es entweicht  
02  $F^2H^2$  u man kann diese Reaktion ansehen, als einen Beweis für die Mischung  
03 der  $F^2H^2$ .<sup>649</sup> Durch heftiges Glühen t Salpeter wird  $KO, SiO^3$  unter Ver-  
04 puffung gebildet. Am leichtesten u vollkommensten oxydirt sich der Si t  
05 kohlenren Alkalien, nemlich f Kosten der  $CO^2$  entsteht  $KO, SiO^3$ . Das  
06 Si entzündet sich in Schwefelgas u man erhält Schwefelkiesel, gelb, die sich  
07 durch (Wasser) in  $H^2S$  u  $SiO^3$  die sich in (Wasser) ganz flößt, also  $bSiO^3$ ; in Cl gas erhält  
08 man  $Cl^6Si$  eine farblose Flüssigkt; wenn man Si u Kohlenpulver t  
09 Oel zusammenlüht u nun in einem Porzellanrohr die Masse erhitzt unter  
10 einem Strom von Cl gas, so erhält man  $Cl^6Si$  in größerer Menge, s welchem man  
11 den Si durch K abscheiden kann. Diese Flüssigkt kocht schon bei  $50^\circ$  u giebt  
12 t (Wasser)  $H^2Cl^2$  u  $SiO^3$  die lösliche. Fluorkiesel ist nicht flüssig sondern  
13 ein Gas. Der Si verbindet sich t vielen Metallen, selbst t Platin im  
14 Entwicklungsmomente  
15 Kieselsäure oder Erde =  $SiO^3$  Wir kennen 2 isomerische Modifi=  
16 cationen a, u  $bSiO^3$  nicht in dem Gehalte vom (Wasser) liegt der Unterschied.  
17 Sie findet sich im Mineralreiche immer als a oder unlösliche  $S[i]O^3$ . In ihren Ver-  
18 bindungen ist sie immer in dem Zustand daß sie nach ihrer Ausscheidung löslich  
19 oder  $bSiO^3$  ist. Ueberhaupt wenn sie sich s ihrer Verbindung t Salzbasen oder einigen  
20 anderen abscheidet, ist sie immer die lösliche. Die aber allmähig in die unlös=  
21 liche übergeht; man kann die  $SiO^3$  sich ganz rein verschaffen, wenn man den  
22 ganz reinen Bergxstall  $P[Pulver]$ , indessen für die meisten Anwendungen ist der  
23 Quarz völlig [au]sreichend; wenn man Fluorkiesel durch (Wasser) zerlegt, so be=  
24 kommt man eine sehr lockere  $SiO^3$ , die in (Wasser) lwenig löslich ist; durch schwaches  
25 Erhitzen geht sie in die unlösliche  $aSiO^3$  über; wird sie s dem  $KO, SiO^3$   
26 durch Ansäuerung, Abdampfen zur Trockenheit u Digestion t  $H^2Cl^2$  abge=  
27 schieden, so ist sie ebenfalls sehr leicht, locker u staubig. Wenn sie s dem  $KO, CO^2[KO, SiO^3]$   
28 durch  $CO^2$  sich abscheidet, so bleibt sie alkalihaltig; man erhält sie auch manchmal  
29 s den Hochoefen [au]xsstallisirt.  
30 Eigenschaften. Die natürlich vorkommende  $aSiO^3$  die unlösliche ist theils  
31 massig, theils xstallisirt; sie xstallis. i[n] 6seitigen 6flächig zugespitztes  
32 Prisma; die Grundform ist ein Rhombaäder; künstlich dargestellt ist  
33 sie ein weises feines Pulver, welches nach starkem Glühen sich rauh u scharf  
34 anfühlt, schmelzbar ist sie eigentlich unter den gewöhnlichen Verhältnissen gar  
35 nicht. Im Knallgasgebläse kann man sie schmelzen; kl. Zusätze v Basen namentlich  
36 alkalischen bewirken eine Schmelzung indem  $SiO^3$ re Salze entstehen.  
37 Die  $bSiO^3$  ist ein sehr lockeres u leichtes Pulver, oder als ein gelatinöses Hydrat  
38 wenn ~~sie sich~~ sgeschieden wird s den  $SiO^3$ ren Salzen durch Säuren, oder s ihren Auf=  
39 lösungen durch  $H^6N^2$ . Diese Gelatine kann wohl noch Alkali enthalten; sie  
40 verwandelt sich aber durch Abdampfen in überschüssiger Sre,  $H^2Cl^2$  in die a un=  
41 lösliche  $SiO^3$ , nur nicht s der  $P^2O^5$  indem sie darin fgelößt bleibt, besonders

**Formel 72**

**Formel 73**

01 wenn sich das basische Hydrat bildet. Die  $SiO^3$  ist ohne Geruch u Geschmack, reagirt  
02 leicht sauer. Die  $A[a]SiO^3$  lößt sich in (Wasser) u (wäss)rigen Säuren gar nicht f,  $H^2F^2$  sgenommen  
03 welche Fluorkiesel bildet; t  $BO^3$  u  $P^2O^5$  gelinde erhitzt verbindet sie sich zu  
04 einer Doppelsre. Die  $bSiO^3$  ist dagegen in (Wasser) u verdünnten Sren sehr reichlich löslich.  
05 Wenn man aber die sre oder (wäss)rige Lösung stehen läßt, so präzipitirt sich ein wenig  
06 unlösliche  $SiO^3$ . Dampft man ihre (wäss)rige oder sre Lösung zur Trockenheit ab, so geht  
07 sie ganz und gar in  $aSiO^3$  über u lößt sich in (Wasser) u verdünnten Sren gar nicht f. Die kleinste  
08 Spur von  $SiO^3$  kann man hier nur so entdecken; weil Alle übrigen Salze u Basen  
09 durch Digestion t Sren u (Wasser) sgezogen werden können; Titansre vielleicht sgenommen.  
10 Die  $SiO^3$  a u b, lösen sich in KO, u NaO sehr leicht auf; die geglühte oder  $aSiO^3$  kaum

<sup>649</sup> Unklar mitgeschrieben, wahrscheinlich ist die Bildung von Siliziumtetrafluorid gemeint und der Nachweis von Fluorid mit dieser Methode.

11 etwas schwieriger. Wenn aber in der  $\text{SiO}^3$  oder  $\text{KO}$   $\text{CaO}$  oder  $\text{MgO}$ ,  $\text{Al}^2\text{O}^3$  oder eine  
 12 andere Basis enthalten ist, so entstehen  $\text{SiO}^3$  re Salze  $\text{CaO}$ , die sich in den Alkalien  
 13 nicht [au]flösen; auch durch Kochen t  $\text{NaO}$ ,  $\text{CO}^2$  lößt sich die  $\text{SiO}^3$  vollkommen auf; die  
 14 gesättigte klare Lösung gelatinirt beim Erkalten; diese überschüssige  $\text{SiO}^3$   
 15 hielt man einmal für 1 alkalische Erde Tantaline<sup>650</sup> genannt. Beim Schmelzen  
 16 t kohlenren Alkalien geht die Verbindung am leichtesten von sich u die  $\text{SiO}^3$  kann  
 17 bei heftigem Glühen t Allen Salzen [sich] verbinden; gesetzt daß die Salzbasen leicht zer=  
 18 setzt werden in der Hitze. Je stärker die Salzbasis ist, desto leichter die Verbingung.  
 19 Hierauf benutzt -?- man das  $\text{NaO}$ ,  $\text{S[i]O}^3$  zur Bereitung der Gläser. Nur die  $\text{SiO}^3$ ,  
 20 Alkalien mit Ueberschuß v Alkalien sind im (Wasser) flöslich. Durch die schwächsten  
 21 Sren wird die  $\text{SiO}^3$  s diesen Lösungen abgeschieden; bei concentrirten als Gelatine,  
 22 bei Verdünnung bleibt sie fgelöst u wird durch  $\text{H}^6\text{N}^2$  vollständig gefällt.  
 23 Wenn 20 grmm weißes Glas~~P~~[pulver] t 40 Grm Sal tartari<sup>651</sup> schmilzt so [er]hält man 1 leicht  
 24 fließende Verbindung, welche zu einem weißem Glase erstarrt, worin sich fast  
 25 gar keine überschüssige  $\text{CO}^2$  befindet; die Masse lößt sich in (Wasser) ganz f, zerfließt  
 26 an der Luft unter Abscheidung v überschüssiger  $\text{SiO}^3$ . Man nannte das zerflossene  
 27 Glas s 1 Th.  $\text{SiO}^3$  u 3 Th.  $\text{KO}$ , Liquor Silicium. Das (Wasser)glas von Fuchs<sup>652</sup> ist ebenfalls  
 28 ein neutrales oder basisches  $\text{SiO}$ ,  $\text{KO}$ . Die Verbindung der Alkalien u alkalischen  
 29 Erden, t überschüssiger  $\text{SiO}^3$  schmelzen erst in hoher Temptr, sind durchsichtig, sehr  
 30 spröde u werden v Sren u Alkalien nur äußerst wenig angegriffen. Das gemeine  
 31 Glas ist ein sres kieselsaures Salz, t  $\text{CaO}$ ,  $\text{KO}$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$  oder  $\text{PbO}$  zur Basis; gewöhnlich  
 32 sind mehrere Basen zugleich vorhanden; das gew. Glas enthält vorzüglich  $\text{CaO}$ . Je mehr  
 33 Alkali im Glas ist, desto weniger schmelzbar u härter ist es; ob  $\text{NaO}$  glas leicht flüssiger ist, ist zweifelhaft.  
 34 Die Färbung des Glas rührt (vom)  $\text{Fe}^2\text{O}^3$ ,  $\text{FeO}$ , oder  $\text{MnO}$  her, abgerechnet die künstlichen  
 35 Färbungen durch  $\text{Co}$  u s.w.  $\text{MnO}$ ,  ~~$\text{Fe}^2\text{O}^3$~~ ,  $\text{FeO}$  färben das Glas gar nicht; das Oxydul nur  
 36 wenn es in Menge vorhanden ist.  
 37 Wenn man eine an fremden Salzen reiche Pottasche anwendet, so setzen sich diese  
 38 Salze als ein Schaum obenauf; sie waren sonst als Fel vitri<sup>653</sup> bekannt, je  
 39 mehr Salzbasen in dem Glase enthalten sind, desto leichter wird es auch durch  
 40 Sren u Alkalien zersetzt; darum erleidet das Blei oder Flintglas, so leicht einen  
 41 Angriff; ein zu chem. Zwecken verwendetes[?] Glas muß, wenn blos  $\text{SO}^3$  darin  
 42 gekocht wird nicht matt werden; aber es giebt gar kein Glas welches nicht beim

- 96

01 Kochen der  $\text{SO}^3$  angegriffen würde; selbst wenn man eine Lange Zeit (Wasser) im Glas  
 02 kocht wird das Glas etwas zersetzt; s diesem Grunde kam man in alten Zeiten  
 03 zu der Meinung das (Wasser) könne sich in Erde verwandeln. Manchmal hat das Glas  
 04 die Eigenschaft durch Einwirkung der Atmosphärlilien, Schuppen f seiner Ober=  
 05 fläche zu bilden u irisiren<sup>654</sup>, wahrscheinlich rührt die Verwitterung her  
 06 von einem Uebermaß von  $\text{CaO}$ ; das  $\text{Fe}$  u  $\text{Mn}$  darin oxydiren sich auch darin  
 07 höher, der Sonnenbrand führt davon her.  
 08 Das Porzellan<sup>655</sup> ist im wesentlichen  $\text{Al}^2\text{O}^3$ ,  $\text{SiO}^3$ , mit einer geringen Menge von  
 09 alkalischen Salzbasen; je mehr von diesen Basen darin ist; desto durchscheinender  
 10 wird dies Porzellan; desto Glasähnlicher, desto leichter dem Zerspringen, beim  
 11 Wechseln der Temperatur, sgesetzt. Desto leichter wird auch das Porzellan  
 12 angegriffen von Sren u Alkalien, davon sonst das Porzellan noch viel besser  
 13 widersteht als das Glas. Wenn man Glas sehr stark erhitzt, nicht bis zum  
 14 Schmelzen u dasselbe unter gewissen Umständen erkalten läßt, so wird es

<sup>650</sup> Tantalit ist ein tantalhaltiges Mineral.

<sup>651</sup> „Weinsteinsalz“ ist eine alte Bezeichnung für Kaliumcarbonat ( $\text{K}_2\text{CO}_3$ ), das durch Glühen von Kaliumtartrat gewonnen wurde.

<sup>652</sup> Wahrscheinlich ist hier Hofrat Fuchs aus München erwähnt, vgl. H. SCHELENZ (1904), 660, der auch bei L. GMELIN (1843 bis 46), Bd 2, 341 zitiert wird.

<sup>653</sup> Glasgalle ist ein Nebenprodukt der Glasherstellung, bestehend aus Alkalisulfaten.

<sup>654</sup> in Regenbogenfarben schillernd

<sup>655</sup> PIERER (1843), Bd 16, 617: „*vom portugiesischen: Porcella, eine Schale*“

15 opak. Es beruht dies f denselben phÿsikalischen Gesetzen nach welchen der Gristall-  
16 zucker u  $\text{As}^2\text{O}^3$  sich verändern. Das gewöhnliche irdene Geschirr ist auch  $\text{Al}^2\text{O}^3$ ,  
17  $\text{SiO}^3$ , aber nicht zum Erweichen erhitzt; man überzieht diese Geschirre bekannt=  
18 lich t  $\text{PbO}$ ,  $\text{SiO}^3$ , t Pb glas, welches aber nicht allein sehr leicht zerspringt  
19 sondern auch sehr leicht zerlegt wird, wie andere leicht fließende  $\text{SiO}^3$  re  
20 Salze. Man überzieht jetzt bekanntlich Fe t verschiedenen Gläsern in denen aber  
21 gewöhnlich  $\text{PbO}$  enthalten ist, weil das  $\text{PbO}$ ,  $\text{SiO}^3$  am leichtesten schmilzt. Es  
22 giebt indessen jetzt auch glasirte eiserne Geschirre die ganz Pb frei sind.<sup>656</sup>  
23 Das Steingut steht dem Porzellan am nächsten u kann zu chem. Zwecken  
24 sehr gut benutzt werden, allein man muß sich immer erinnern, daß dieses  
25 Steingut nicht ganz dicht ist, sondern eine gew. Porosität behält. Das  
26 wahre Porzellan ist ebenso undurchdringlich wie das Glas, da es sich in einem  
27 halbgeschmolzenen Zustande gewesen ist. Das Steingut wird gemacht indem  
28 man den Thongeschirren,  $\text{Al}^2\text{O}^3$ ,  $\text{SiO}^3$  Kochsalz zusetzt, durch gleichzeitige Einwirkung  
29 von (Wasser)dämpfen nebst  $\text{NaO}$ , u Salzsre. Das  $\text{NaO}$  durchdringt die Masse des Thones  
30 u so entsteht eine porzelanartige Masse.  
31 Die  $\text{SiO}^3$  ist völlig in den S alkalien unlöslich; man kann daher  $\text{SiO}^3$  haltige KO  
32 sehr wohl gebrauchen um eine  $\text{SiO}^3$  freie Lösung v KS erhalten; indessen bleibt  
33 die  $\text{SiO}^3$  auch wohl einige Zeit sehr fein suspensirt u scheidet sich erst spät ab.  
34 Diejenige  $\text{SiO}^3$  ren Salze in welchem sich das O der Säure zu dem der Base wie 3  
35 zu 1 verhält nennt man meistens noch neutrale Salze; wenn es aber mehr  
36 beträgt, hat man sre  $\text{SiO}^3$  re Salze; von dieser Art sind nun das Glas u Por=  
37 zellan, so wie auch die Schlacken welche sich erzeugen beim Schmelzen des Fe,  
38 Cu u.s.w. welche im Allgem. Porzellan u Glas zusammen sind.  
39 Fluorkiesel=  $\text{SiF}^6$ .<sup>657</sup> Wenn man  $\text{H}^2\text{F}^2$  f  $\text{SiO}^3$  einwirken läßt, so  
40 entsteht sehr leicht diese Verbindung, also auch wenn man  $\text{SiO}^3$  oder gemeines  
41 Glas t  $\text{F}^2\text{CaO}$  u  $\text{SO}^3$  zusammenmengt; die Verbindung ist ein farbloses Gas  
42 von stechend saurem erstickendem Geruch u Geschmack; u 3,60 spec. Gew.

KO:  $\text{SiO}^3$   
KO:  $2\text{SiO}^3$

- 97

01 An der Luft zersetzt es sich sehr leicht durch das (Wasser) u bildet  $\text{SiO}^3$ , u  $\text{H}^2\text{F}^2$  von (Wasser)  
02 wird es sehr energisch fgenommen; von absolutem Alkohol wird es auch  
03 absorbiert ohne Veränderung, erhitzt man aber die Flüssigkt, so bekommt man  
04  $\text{SiO}^3$  u Ae+O[Aether], wenn man in dem Fluorkieselgas K erhitzt, so wird  $\text{KF}^2$   
05 gebildet u  $\text{SiO}^3$  abgeschieden. Wenn Oxÿde darauf wirken, so entsteht  $\text{SiO}^3$   
06 u Fluoride. Fluorkiesel verbindet sich t  $\text{BO}^3$  zu Fluorborkiesel =  
07 diese Verbindung lößt sich im (Wasser) unzersetzt auf.  
08 Kieselfluorwasserstoffsäure = Saures Fluorsilicium =  
09  $2\text{SiF}^6 + 3\text{H}^2\text{F}^2$ . Sie existirt nur in Verbindung t (Wasser), wenn man 10 grmm  
10 feingepulv  $\text{CaO}^2$ , 10 Grmm weißes Glas 60 Grm engl.  $\text{SO}^3$  in eine starke Re-  
11 torde giebt, eine kl. tubulirte Vorlage anfügt, durch den Tubulus eine Sicher-  
12 heitsröhre steckt u t Hg absperrt; das Gasentwicklungsrohr in einen Cylinder  
13 steckt u ebenfalls t Hg absperrt, u das Hg in den Cylinder 120 Grmm (Wasser) gießt, so kann  
14 man mittelst einer Oellampe binnen einer Stunde das vorgeschlagenen (Wasser) in  
15 eine Sre, von 1,046 spec Gew. verwandeln; es scheidet sich ein dick[e]s Congulum<sup>658</sup>  
16 v  $\text{SiO}^3$  ab, welches man durch ein Filter trennt. Die Zersetzung erfolgt wie ###.  
17 Diese Sre ist eine (wasser)helle Flüssigkt, die sich aber nicht viel mehr concentriren  
18 läßt, weil beim concentriren  $\text{SiF}^6$  u  $\text{H}^2\text{F}^2$  entweichen, sie ist geruchslos u schmeckt  
19 sauer, sie wirkt nicht aetzend, greift nicht das Glas nicht an wenn sie nicht darin  
20 erhitzt wird; sie giebt mit den Salzbasen Doppelverbindungen v Fluor-  
21 silicium t Fluormetallen; indem das H durch Metalle darin ersetzt wird.  
22 Namentlich wird das  $\text{BaO}$  u das KO u  $\text{NaO}$  dadurch gefällt; wenn man über=

**Formel 75**

**Zeichnung 22**

**Formel 76**

<sup>656</sup> Hier stellt Wackenroder das Emaille vor.

<sup>657</sup> Die Formel ist folgerichtig, da Wackenroder für das Siliziumoxid  $\text{SiO}^3$  verwendet.

<sup>658</sup> Wahrscheinlich ist hier „Konglomerat“ gemeint.

23 schüssiges Alkali zusetzt, so wird Kieselerde abgeschieden. Die  $\text{SiF}_8^{[6]}$  metalle  
 24 werden beim Glühen meistens zersetzt u geben Fluorkiesel [au]s.  
 25  
 26 Kohlenstoff = C = 1at = 1aeq = 1 vol. Das Atomgewicht ist gegenwärtig  
 27 entweder zu 7,5854#, oder zu 7,5000 angenommen worden in Uebereinstimmung v Dumas #nach Liebig --?--  
 28 Erdmann u Marchand<sup>659</sup>. Der C findet sich ursprünglich im Mineralreiche als Graphit;  
 29 ferner als Anthrazit im Urgebirge, aber häufiger u in größerer Masse als Ueber-  
 30 rest einer untergegangenen Vegetation. Dieser C ist daher auch nicht rein sondern  
 31 im Ganzen genommen dasselbe wie alle sich jetzt noch bildende Ueberreste von  
 32 den lebenden Vegetation; der C ist in dem Pflanzenreiche das verwaltende  
 33 Element u wahrscheinlich ganz allgemein nur das Reducktionsproduct der  
 34  $\text{CO}^2$ . Im Thierreich ist der C quantitativ verringert; den Thieren, wenigstens  
 35 den höher organisirten scheint jede Fähigkeit zur Reducktion des C abzugehen.  
 36 Den C können wir nur darstellen in völlig reinem Zustande durch Reducktion  
 37 s der  $\text{CO}^2$ , oder auch wie es scheint mit einem kl. Rückhalte [au]s H [au]s organ.  
 38 Körpern, bringt man in eine Glasröhre welche zuletzt zu einer Spitze s-  
 39 gezogen ist eine Lage P, dann eine Lage Quarzsand als[dann] 1 Lage  $\text{NaO}, \text{CO}^2$  u erhitzt den P u  
 40 das  $\text{NaO}$  zugleich, so entst.  $\text{NaOP}^2\text{O}^5$  u Kohle wird reduzirt; auch mittelst  
 41 B[a], K, Na, läßt sich der C reduzieren; man erhält ihn als ein schwarzes Pulver.  
 42 Wenn man Alkohol oder Aetherdampf durch eine glühende Röhre treibt, so scheidet

- 98

01 sich C s. Wenn man Tr, Zucker auch Oele unvollständig verbrennt u dann die  
 02 Kohle von anhängenden Flüchtigten Substanzen durch gelindes Erhitzen befreit, so  
 03 erhält man ebenfalls reinen C, der nur 1 Spur H enthält; je mehr die  
 04 Pflanzenstoffe außer C H O noch andere Körper enthalten, so N, P<sup>2</sup>,  
 05 S, oder gar Salzbasen, desto unreiner fällt die Pflanzenkohle s, u zwar  
 06 in der Weise, daß diese Beimengungen nicht f irgend eine Weise gänzlich daraus  
 07 entfernt werden können. Die Bestand u Gemengtheile der Pflanzenkohle  
 08 sind im allgem. C mit HC u CN, SiC, u C metalle; außerdem S  
 09  $\text{Cl}^2$ , P<sup>2</sup> zuweilen  $\text{Cy}^2$ , aber gewöhnlich nur v[on] Metallen gebunden, u durch  
 10 ein Lösungsmittel [au]sziehbar. Endlich beigemengte Asche, dh. beigemengte  
 11 Basen, Salze u  $\text{SiO}^3$  u immer durch Lösungsmittel sziehbar. Am unreinsten  
 12 ist die Kohle thierischer Substanzen.[.] s den oelbildenden Gasen, welches die  
 13 Steinkohle liefern, setzt sich in den Retorden ein ziemlich reiner C ab,  
 14 im halbgeflossenen Zustand hart u klingend. Die Cocks, der feste Theil  
 15 der Steinkohle ist gar nicht rein. Man erhält den C auch xstallisirt  
 16 bei seinem A[u]sscheiden s seiner Lösung in Gußeisen, oder sogenannten künstlichen  
 17 Graphit.  
 18 Der Diamant welcher in der Natur vorkommt ist C, aber wie die neuren  
 19 Versuche von Erdmann gezeigt haben, ist eine Spur von  $\text{SiO}^3$  darin ent=  
 20 halten; man muß wenn man möglichst reinen C sich verschaffen will  
 21 Pflanzen oder Thierkohle t (Wasser) u Säuren behandeln; allein die t dem C  
 22 wirklich chem. verbundenen Metalle; Si, (Wasser)[stoff] u N kann man nicht davon  
 23 trennen, sie scheiden sich erst bey der Verbrennung des C ab.  
 24 Eigenschaften. Der C weicht in seinen Eigenschafften welche von seinem Aggegat-  
 25 zustand u fremden Beimengungen abhängig sind, sehr ab; der Diamant ist farb-  
 26 los, selten schwach gefärbt, er liefert ein weißes Pulver, aber im höchsten  
 27 Grade der Feinheit soll es schwarz sein; der künstlich dargestellte C ist immer schwarz.  
 28 Der Diamant ist vollkommen durchsichtig, der künstliche undurchsichtig; der Diamant  
 29 xstallisirt in regulären Octaädern u T[?]. Der natürliche u künstliche Graphit  
 30 erscheint in Schuppen u Blättchen welche f eine 6seitige Tafel, nemlich  
 31 6seitige Prismen [die] f ein Rhombaäder zurückzuführen sind; er ist dimorpher C. Der übrige

659

Otto Linné Erdmann (1804–1869) war Chemiker und Extraordinarius der Universität Leipzig und arbeitete mit Richard Felix Marchand (1813–1850) zusammen über die Bestimmung des Atomgewichtes von Kohlenstoff.

32 C ist ganz amorph. Der Diamant besitzt vermöge seiner sgezeichneten blättrigen  
33 Strucktur, den Glanz; der künstlich dargestellte C ist als Graphit bei=  
34 nahe völlig metallglänzend, oder als Kohle ist der C matt oder auch halb  
35 metallglänzend, wenn die Körper vor ihrer Verkohlung schmelzen oder  
36 auch wenn die Kohlen durch sehr heftiges Glühen vermöge beigemischter  
37 Salze zusammen sintern. Der Diamant ist der härteste Körper, er ritzt  
38 das Glas u spaltet es zugleich. Die künstliche Kohle ist theils ungemein  
39 locker, theils ist sie aber auch sehr hart. Der Diamant leitet die Elecktrizität  
40 nicht, idioelektrisch, aber die übrigen Arten des C leiten die Elecktrizität  
41 +--; vorzüglich die jenigen Kohlen die einen Ascherückstand hinter-  
42 lassen; man nimmt am besten an, daß die beigementen Kohlemetalle diese

- 99 -

01 Leitung bewirken. Die Kohle ist ein schwacher Wärmeleiter; jedoch nimmt die  
02 Wärmeleiterkraft zu, je dichter sie wird. Der C ist geruch u geschmacklos.  
03 Der Diamant hat 1 spec. Gew. v 3,55 3,55. Die heftig geglühten Cook[s?] nähern  
04 sich diesem Gew. aber die ganz leichten Kohlen schwimmen auf Wasser durch heftiges  
05 Glühen werden sie dicht u schwarz. Der C ist ganz unschmelzbar u feuerbeständig;  
06 die künstlich dargestellte Kohle hat ein sehr abweichendes Aussehen, was davon  
07 herrührt, ob die verkohlenden Körper während der Ausscheidung des C schmelzen  
08 oder nicht schmelzen. Die Kohle für sich kann durch sehr heftiges Glühen ver-  
09 dichtet werden, so daß sie um 1/3 ihres Volumens zusammensintert; wahrscheinlich  
10 hängt die t der Beimischung der fremden Bestandtheile zusammen. Graphit  
11 kann selbst im Kreise der voltaischen Säule [k?]eine Veränderung erleiden, aber es  
12 sind auch hier nur metall. Beimengungen; der C ist in Allen Auflösungen  
13 mitteln unlöslich, aber er kann sich im fein zertheilten Zustande sehr lange  
14 suspensirt erhalten. Nur von einigen Sren, so conc N<sup>2</sup>O<sup>5</sup>, aber am leichtesten  
15 von conc. SO<sup>3</sup> wird sie zu CO<sup>2</sup> oxydirt u verflüchtigt. Die Kohle, aber nicht  
16 der ganz dichte C, der Graphit, Anthrazit, hat, die sgezeichnete Eigenschaft  
17 Alle Flüssigkten u so auch flüssiges Hg in großer Menge fzunehmen nur als  
18 eine poröse Substanz, also in rein mechanischer Weise. Die größere oder geringere  
19 Aufnahme v Flüssigkt ist von der Porösität der Kohle abhängig. Unveränderlich  
20 an der Luft, aber sie absorbirt mit außerordentlicher Energie die Luft wie  
21 alle Gasarten. ~~Diese Absorption~~ Aber auch die grobporöse Kohle absorbirt  
22 äußerst wenig; aber nicht alle Gasarten werden von ein u derselben porösen  
23 Kohle absorbirt. Die Buchsbaumkohle zeigt namentlich die Absorbition der  
24 Gase in sgezeichnetem Grade; sie absorbirt bei +12°C das 90fache volum.  
25 H<sup>6</sup>N<sup>2</sup>; das 85fache Salzsre Gas; das 55fache H<sup>2</sup>S gas; das 35fache CO<sup>2</sup> gas; das 91/2fache  
26 CO gas; das 91/4fache O gas; das 71/2fache N gas; das 13/4 H gas; je leichter die Gase  
27 zu Flüssigkten condensirt werden können, desto stärker werden sie v dem C ab=  
28 sorbirt, darum wird auch das (Wasser)gas so stark fgenommen; auch die Gerüche in der  
29 Luft u. Flüssigkten werden am schnellsten u stärksten von der feinporösen Kohle  
30 weggenommen. Man kann die Kohle von den absorbirten Gasarten wieder  
31 befreien, wenn man sie unter dem Recipienten<sup>660</sup> der Luftpumpe bringt, oder  
32 wenn man die mit einer Gasart gesättigte Kohle in eine andere bringt; es ist  
33 also eine reine Flächenanziehung. Die Kohle welche man zur Zerstörung der  
34 Gerüche benutzen will, muß frisch geglüht sein; ein C<sup>661</sup> Buchsbaumkohle hat  
35 nach einigen Berechnungen vermöge ihrer Pore eine Oberfläche v 73 Quadrat I[inch?]  
36 Wird ein C<sup>662</sup> derselben t (Wasser) gekocht, so wird 5/8 C<sup>662</sup> (Wasser) von der Kohle aufgenommen;  
37 Es läßt sich berechnen, daß das CO<sup>2</sup> re Gas wenn es von der Kohle absorbirt wird  
38 56 mal comprimirt wird; nun aber wird die CO<sup>2</sup> schon durch 7 Atmosphären [Druck] flüssig;  
39 vergleicht man andere poröse Körper t der Kohle, zb Kattun<sup>662</sup>, so läßt sich berechnen,

660 Es handelt sich um eine Glasglocke mit Ansatzrohr für eine Vakuumpumpe zur Herstellung eines luftleeren Raumes.

661 Gemeint ist Cubikzoll.

662 Arabischer Begriff, es handelt sich um mittelfeines leinwandgebundenes Gewebe.

40 daß ein C<sup>663</sup> zusammengepreßte Kattun, nur 30 % innerer u äußerer Oberfläche darbietet.

- 100

01 Es ist daher die Kohle am meisten fähig Gasarten in sich zu condensiren u man  
 02 weiß, daß wenn die leichte Kohle die man zur Bereitung des besten Schießpulvers  
 03 gebraucht, gleich nachdem [man] sie gebrannt pulvert, daß der O der Luft so heftig fge-  
 04 nommen wird, daß sie sich entzündet; bis zum Glühen an der Luft erhitzt ver-  
 05 brennt der C ohne alle Flamme, wenn nemlich genug O hinzutritt, denn sonst ent-  
 06 steht CO u eine blaue Flamme. Der bis zum Glühen erhitzte C verbrennt ohne  
 07 Flamme um so leichter je lockerer u reiner derselbe ist. Die thier. Kohle daher  
 08 sehr schwer verbrennt, weil sie einen Ueberzug von Salzen erhält u der Diamant  
 09 u Graphit verbrennen erst in der Weißglühhitze; sind aber beyde sehr fein  
 10 gepulvert, so verbrennt man sie an der Luft. Der Anthrazit u Cocs erfordern  
 11 zum Verbrennen eine sehr starke Erhitzung u starken Luftzug. Je mehr in  
 12 einem kl. Raum C eingeschlossen ist, also je mehr C zum Verbrennen in sehr  
 13 viel Zeit verbrennt, desto mehr Hitze giebt [es]. Wenn der C verbrennt, so entwickelt  
 14 er nach Depritz[?] <sup>663</sup> eine vollkommen gleiche Quantität an Wärme unter allen  
 15 Umständen, nemlich so viel, daß dadurch das 105fache Gew. des C, Eis von 0°  
 16 geschmolzen wird. Der ganze Unterschied liegt einzig u allein nur  
 17 in dem gegebenen Zeitraum in welchen sich die Wärme entwickelt. Offenbar[?] in  
 18 unseren[?] Körper[?] oxydirender C entwickelt ebenso viel Wärme als  
 19 der von der festen verbrennenden C, wenn das Gewicht vergleichbar. Die gewöhnl  
 20 Holzkohle verbrennt t blaulicher Flamme, die reine ohne Flamme, weil s  
 21 der gem. Kohle anfangs durch den absorbirten O, CO<sup>2</sup> u (Wasser) die Bildung von  
 22 CO gas bedingen u dies brennt blaulich. Das Product der vollständigen Ver-  
 23 brennung ist, CO<sup>2</sup> unvollständig CO. Die Kohle wird f nassem Wege am  
 24 leichtesten oxydirt zu CO<sup>2</sup> durch conc. SO<sup>3</sup>; conc. N<sup>[2]</sup>O<sup>5</sup>, chlorigsre Alkalien  
 25 oxydiren sie sehr langsam; Königs(wasser) fast gar nicht; erhitzt man die  
 26 Kohle t salpetersauren, chlorsauren Alkalien, so oxydirt sich die Kohle sehr  
 27 leicht zu CO<sup>2</sup>. Die salpetersren Alkalien halten die gebildete CO<sup>2</sup> vollkommen  
 28 zurück; die chlorsren halten nicht 1 Spur zurück. Ist aber der C sehr ver-  
 29 dichtet, zb. Diamant, Graphit, Anthrazit so wirkt selbst der schmelzende Salpeter  
 30 wenig darauf ein. Fügt man aber dem Salpeter kohlensre Alkalien zu so wird  
 31 die Oxydation erleichtert. In der Glühhitze nimmt der C fast s allen O verbindgen  
 32 den O auf; wenn nur die O Verbindung so feuerbeständig ist, daß daraus  
 33 Oxydationmässige Temptr. erreicht werden kann. Je schwerer das O von den  
 34 Körpern abgegeben wird, desto weniger O bildet sich s der Kohle u es ent-  
 35 steht ~~Ög~~ CO gas. Die SO<sup>[3]</sup>ren Salze der Alkalien t Kohle geglüht oxydiren  
 36 die Kohle fast nur zu CO. Zu den el - Elementen hat der C eine nur  
 37 sehr geringe Verwandtschaft t [Au]snahme des O, wenigstens um sich direct t denselben  
 38 zu verbinden. Auch die Metalle haben eine geringe Verwandtschaft zum C.  
 39 aber, das Fe hat eine große Verwandtschaft zum C. Die Kohle aber wie es  
 40 nicht eigentlich der C hat vermöge ihrer porösen Beschaffenheit die merk-  
 41 würdige Eigenschaft, manche Körper s ihren Auflösungen niederzuschlagen.

- 101

01 Die Wirkung ist nur eine mechanische; aber es leidet keinen Zweifel daß  
 02 diese Wirkung manchmal verstärkt wird oder überhaupt nur geschieht durch  
 03 die fremdartigen, so namentlich alkal. Beymengungen. Das Entfärbungs  
 04 u Fällungsvermögen der verschiedenen Kohlen ist sehr verschieden u  
 05 steht auch nicht in geradem Verhältnisse der Fähigkten der Kohle, Gase zu absorbirt[ren]  
 06 meißt im umgekehrten Verhältniß. Es läßt sich jetzt gar keine allgem.

<sup>663</sup> Hier ist ein unbekannter Name oder vielleicht auch „Depuration“ (lat.) = Reinigung durch Ausziehen geschrieben worden.

07 Regel geben. Nach Graham soll man t der gereinigsten Thierkohle, PbO  
08  $\text{PbO}$  u  $\text{N}^2\text{O}^5$  ren PbO, Sb [au]s Brechweinstein,  $\text{CaO}$  s  $\text{CaO} + x \text{ aq}$  u mehrere andere mineralische  
09 Substanzen vollständig fällen; einige zb Juch<sup>664</sup> haben angeführt, daß die  
10 Pottasche  $\text{SiO}^3$  frei werden könne. Das Jd s dem  $\text{KJd}^2$  soll durch Kohle  
11 völlig entfernt werden können. Vorzüglich sind es aber die organ. Stoffe  
12 welche durch Kohle niedergeschlagen werden können u, so die in - fgelösten Alkaloide  
13 werden durch Kohle sehr leicht abgeschieden. Die gewöhnlichen braunfärbenden  
14 Stoffe in der Flüssigkt ist gewöhnlich Huminsre als so enthaltende Stoffe, sie werden durch Kohle auch  
15 entfärbt, es kommt hier nur sehr darauf an ob die Flüssigkten sauer,  
16 neutral, oder alkalisch sind; sre werden im allgem. am leichtesten entfärbt,  
17 es kommt an f die Art der Kohle u man weiß, daß die t Sren gereinigte  
18 Knochenkohle im allgemeinsten entfärbt; denn kommt es sehr f den färbenden  
19 Stoff an ob er wirklich Huminsre ist oder eine nur ähnliche Substanz,  
20 ob sich die Huminsre fortwährend erzeugt oder nicht erzeugt. Auf die Ent-  
21 färbung der Flüssigkten durch Kohle hat noch Einfluß die Anwendg von  
22 Wärme u im allgem. ist eine kurze Erwärmung das zweckmäßigste. Je feiner  
23 die Kohle gepulvert ist desto kräftiger wirkt sie im allgem. Daher ist auch  
24 vorzüglich die Blutkohle zu empfehlen; die Salzsre sgezogenen Knochenkohle steht  
25 ihr zu nächst. Man braucht die Kohlen auch nicht vor ihrer Anwendung zu glühen,  
26 wenn es erforderlich zum Entfernen v einfachen Stoffen; natürlich dürfen diese  
27 Kohlen nicht selbst noch organ. Stoffe enthalten.  
28 Graphit; Kohlenstoff mit zufälligen erdigen u metallischen Bei=  
29 mengungen u stets t einer geringen Beimischung von Fe; der Graphit  
30 wird bergmännisch gewonnen, in England, Spanien, Böhmen uin Ceylon.  
31 Der großblättrige schuppige ist immer der reinere; der welcher zu 4=  
32 eckigen Stangen formirt v Nürnberg s eine Zeitlang in den Handel ge=  
33 bracht wurde ist ein Gemenge v  $3/4$  Aktiv.[kohle] t Graphit. Der gewöhnliche[?]  
34 muß für inneren Gebrauch gereinigt werden, indem man ihn kocht t  
35 (Wasser) um den Graphit erst anzufeuchten, hernach wird mit etwas Königs(wasser)  
36 digerirt, sgewaschen u getrocknet. Es versteht sich daß man den Graphit  
37 vorher recht fein pulvert. Der Graphit ist stahlgrau bis eisenschwarz,  
38 stark metallglänzend, größere oder kleinere Schuppen bildend, das  
39 ceylonische vorzüglich v großblättrigen faßerigen Stücken; sehr feiner

01 soll für medizinische Zwecke nicht angewendet werden. Er fühlt sich  
02 weich u fettig an, darf keine steinigen Beimengungen haben.  
03 Der Graphit verbrennt im im Pt löffel aü[äu]ßerst schwierig u giebt weder  
04 Geruch noch einen Beschlag. Mit  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  betu[p]ft findet man t der L.  
05 das Cu. As könnte auch darin vorkommen. Mit  $\text{N}^2\text{O}^5$  oder Königs(wasser)  
06 gekocht muß s dem Graph. gereinigt an die Sre nichts abgeben, allein  
07 eine kl. Spur von Fe läßt sich in der Sre immer nachweisen, obwohl  
08 in dem ger. Graphit höchstens nur 1% Fe vorkommt. Mit der 4fachen  
09 Menge Salpeter gemengt u dann verpufft erhält man  $\text{KO}$ ,  $\text{CO}^2$  u das Fe  
10 als Oxýd. Eine kl. Menge v Graphit entzieht sich sehr leicht der Ver-  
11 brennung.  
12 Vegetabilische reine Kohle Die Pflanzenkohle variirt  
13 sehr, in ihrem Aggregatzustande, u Beimengungen. Man wendet ge=  
14 wöhnliche Holzkohle an u zwar die Kohle von Leichtem Holze; für chem. u  
15 pharmaz. Zwecke braucht man die Kohle nur zu glühen u wenn sie glüht  
16 in einem bedeckten eisern Mörser erkalten zu lassen. Diese Kohle  
17 enthält nun aber gewöhnlich etwas Asche die manchmal aber sehr gut ist.  
18 Soll nun die Asche entfernt werden, so ist ein sziehen t (Wasser) oder Sre noth=

<sup>664</sup> Carl Wilhelm Juch (1775–1821), Schüler von Trommsdorff, wurde später Professor für Chemie in Augsburg, vgl. H. SCHELENZ (1904), 615 und I. LAUTERBACH/FRIEDRICH C. (1995)

19 wenig; nach der sächsischen u preußischen Pharm. soll man Pflanzenkohle  
 20 mit (Wasser) skochen wovon aber der Grund nicht recht einzusehen ist; vom  
 21 (Wasser) wird etwas organ. sgezogen. Bleizucker u Ag lösg bringen  
 22 braune Trübungen hervor. Diese gewaschene Kohle soll in einem  
 23 Tiegel geglüht werden, in dem[?] Deckel ein Loch. Das Glühen soll geschehen  
 24 bis keine flüchtigen Theile mehr entweichen, man soll die Kohle nach  
 25 dem Verlöschen in feines Pulver bringen u in Gläser fbewahren.  
 26 Wenn man Kork in einem bedeckten Tiegel glüht, so bekommt man eine  
 27 sehr lockere Kohle, die zu Zahnpulver benützt wird. Wenn man  
 28 Lampenruß in einem Tiegel, den man t etwas Mehlkleister verschließt  
 29 schwach durchglüht, so erhält man eine außerordentlich feine Kohle,  
 30 die sehr gut zu, un[au]flöslicher Dinte eignet.  
 31 Die pfl[anzliche] Kohle muß völlig sgegüht, leicht u locker sein im  
 32 Platinlöffel ohne allen Geruch verbrennen, in der Glasröhre nur 1 Spur  
 33 (Wasser) sgeben.  
 34 Stickstoffkohle. Die Pfl. enthalten nur wenig N kohl[e], wenn man  
 35 Kartoffelkohle t  $\text{KO}, \text{CO}^2$  stark glüht u die t (Wasser) slaugt, so kann man t  
 36  $\text{FeO}, \text{SO}^3$  sehr leicht das  $\text{Cy}^2$  nachweisen, als v allen thierischen Stoffen  
 37 verkohlt, geben eine an N sehr reiche Kohle, natürlich auch in diesem  
 38 Gehalte variirend; obwohl verschieden in dem Gehalt an beigemischten  
 39 Salzen; ein anderer Unterschied bei den offizinellen Kohlen

- 103

01 ist erst man Alle diese Kohlen nicht von ihren Empyreumen be-  
 02 freit, welches von besonderer medicin. Wichtigkt ist  
 03 Blutkohle, blos verkohltes Blut, sie hat ein geschmolzenes  
 04 Aussehen ist sehr fest u hart, nützt als Entfärbungsmittel gar nichts.  
 05 Gewöhnlich versteht man aber unter Blutkohle, Blutlaugenkohle, nemlich  
 06 das mit Pottasche vermengte u verkohlte Blut, u diese Kohle wirkt dann  
 07 ungem. stark entfärbend. 1 Th. Blut u 1 Th. Pottasche werden in einem  
 08 eisern Topfe eingedampft. Die trockene Masse wird ziemlich stark roth  
 09 glühend gemacht bis kein Gasarten mehr entweicht. Die geglühte Masse  
 10 wird t (Wasser) sgezogen, zur Entfernung v  $\text{K}, \text{O}, \text{CO}^2, \text{SO}^3, \text{H}^2\text{Cl}^2, \text{KCy}^2$   
 11 u Schwefelcyankalium; nachdem swaschen t (Wasser) laugt man mit  
 12 verdünnter Salzsre die Kohle vollständig s; die Kohle trocknet man  
 13 nun oder erhitzt sie ganz schwach in einem t Mehlkleister sgeschmirten  
 14 Tiegel. Sie enthält natürlich keine Spur flüchtiger Stoffe mehr,  
 15 giebt aber immer etwas Asche.  
 16 Schwarzgebrannte Knochen. Diese enthalten uhngefähr  $\frac{3}{4}$   
 17 ihres Gewichtes Knochenerde, u die geringen Mengen von  $\text{NaO}, \text{SO}^3$ , u  $\text{H}^2\text{Cl}^2$   
 18 ins besondere  $\text{CaO}, \text{CO}^2$  u  $\text{CaO}, \text{P}^2\text{O}^5, \text{MgO}, \text{PO}^5, \text{Fe}^2\text{O}^3, \text{P}^2\text{O}^5, \text{CaS}^2$   
 19 in kleinen Mengen, aber eine kl. Menge v CaS ist auch da, auch wohl  
 20 öfters 1 wenig  $\text{Cy}^2$  metall u  $\text{H}^6\text{N}^2$ ; häufig auch empyreumatisches  
 21 Oel. Man bereitet sie in gußeisernen Töpfen die man übereinander stellt.  
 22 Die sgegühten Knochen müssen in bedeckten Gefäßen erkalten; in  
 23 einem Pt löffel muß die Kohle keinen empyreumatischen Geruch geben.  
 24 Mit Salzsre erwärmt braußt sie stark auf u es lösen sich alle Salze  
 25 u Erden darin auf; es entweicht dabei gew.  $\text{H}^2\text{S}$ . Will man die Kohle  
 26 ganz rein haben so muß das A[u]sziehen t verdünnter Salzsre mehr=  
 27 male wiederholen u zwar bei Siedehitze. Die Kohle muß t (Wasser) sehr  
 28 gut u sgewaschen sein. Dieser Kohle namentlich der ungereinigten  
 29 schließt sich an aber keineswegs identisch die verkohlte Masse  
 30 durch brennen von # Fleisch erhaltene  
 31 Fleischkohle; ~~benutzt~~[?] diese thier. Kohlen mögen insofern immer  
 32 etwas eigenthümlich zeigen als sie eine Verschiedenheit in ihrem Salzgehalt  
 33 darbieten; so dann liegt ein Unterschied in dem Grade der Calcination  
 34 indem entweder noch empyreumatische Theile in den Kohlen stecken oder



35 nicht; Ganz dieselben Unterschiede finden sich bei der in neuerer  
36 Zeit eingeführten Fleischkohle. Die Fleischkohle wird nach der sächsischen  
37 Pharmacop. s frischem Kalbsfleisch von Knochen u Fett sorgfältig ge=  
38 reinigt [hergestellt]; das Fleisch wird in ``großen Stücke geschnitten u in einer

01 Kaffeetrommel verbrannt. Diese feingepulverte Kohle welche  
02 gut fbewahrt werden muß, ist ein kupferbraunes Pulver v wenig  
03 empyreumatischem Geruch. Beim Erhitzen im Pt löffel bläht sich die Kohle  
04 auf u verbrennt t empyreumatischen Geruch; bei kurzer Digestion t  
05 heißem (Wasser) digerirt entsteht eine ziemlich dunkelbraune Lösung v  
06 empyreumatischen Geruch u Geschmack. Diese Flüssigkt reagirt deutlich  
07 sauer. KO entwickelt viel Ammonia daraus; Fe chlorid giebt  
08 einen braunen in Ä nicht völlig löslichen Ndrschlg; mit KO u FeO,SO<sup>3</sup>  
09 läßt sich kein Cy<sup>2</sup> entdecken. HgCl<sup>2</sup> giebt einen braunen voluminösen  
10 in Salmiak löslichen Niederschlag. PbO,Ä u HgO,N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> geben  
11 braune Ndrschläge, KO,Ö eine geringe Trübung. Hier nach muß  
12 der (wäss)rige Auszug P<sup>2</sup>O<sup>5</sup> u Ä res H<sup>6</sup>N<sup>[2]</sup>, empyreumatisches Oel u eine dem  
13 Eyweiß u Gelatine verwandte Substanz enthalten. Nach anderen  
14 Vorschriften soll man Rindfleisch oder Kalbsrippen in einer Kaffee-  
15 trommel so stark brennen, bis die Kohle sich gut pulvern läßt; stark ge-  
16 branntes Fleisch liefert eine völlig farblose Abkochung.  
17 Schwammkohle. Diese medicin. Kohle unterscheidet sich nun auch  
18 nach der Art das angewendet Material u Bereitung. Der Baadeschwamm  
19 enthält eine thierisch vegetabilische Substanz die man Fibroin<sup>665</sup> genannt[?]  
20 u gelich nimmt t dem Fibroin der Seide [ß], nach Croockewit<sup>666</sup> soll der Bade-  
21 schwamm sein Fibroin 20 At. + J<sup>2</sup> + S<sup>3</sup> + P10. Dem Schwamme sind  
22 nun mechanisch Erden u Salze beigemischt, die aber umgerechnet[?] der  
23 Analyse von Herberger<sup>668</sup> nicht hinlänglich bekannt ist sind.  
24 Der groß leihweiche Baadeschwamm ~~besteht~~ liefert 1 Kohle welche zwar  
25 nicht immer ganz gleich ist, aber durchschnittlich folgende Zusammensetzung  
26 haben wird.  
27 Man bereitet diese Kohle am besten, [in]dem Schwamm in kleinere Stücke zerreißt  
28 u da[raus] Erde absondert, ganz u gar soll man aber den Schwamm nicht von diesen  
29 Erden befreien. Der Schwamm wird einigermaßen fest eingedrückt  
30 in einem gut schließenden Schmelztiegel, dessen Deckel wieder t Mehlkleister  
31 verkitten kann; man erhitzt den Tiegel bei mäßigem Feuer so lange als  
32 noch Gasarten entweichen, aber es darf; die Hitz[e] darf nicht stärker  
33 als ein schwaches Rothglühen sein; wenn man bis zur starken Rothgluth er-  
34 hitzt, so erhitzt sinkt die Kohle zusammen, u dann wird ganz gewiß das  
35 in den NaO salzen heftig wirkende fortgehen [?]; man muß den Tiegel  
36 bedeckt erkalten lassen, die Kohle pulvern u in gut schließenden Gläsern  
37 fbewahren, weil sie an der Luft feucht wird. Nach anderen Pharmacop.  
38 wird anders verfahren, zb. nach der sächsischen; nach dieser soll der Meer-

Herberger

Horn[?]<sup>667</sup>

**Tabelle 4**

01 schwamm gereinigt u zwar vollkommen u in einer Kaffeetrommel schwach  
02 gebrannt werden. Die Kohle soll nach dem Brennen pulvern schwärzlich

<sup>665</sup> Wahrscheinlich ist Fibrin gemeint; vgl. J. LIEBIG (1843), Bd 2, 1337: „*es bildet einen Bestandtheil des Blutes*“ ; es handelt sich um ein namentlich ähnliches Protein; das Seidenprotein, wird Fibroin genannt.

<sup>666</sup> Unbekannter Wissenschaftler

<sup>667</sup> Unbekannter Wissenschaftler da kein Horn, Hern, Hare etc. gefunden wurde; könnte auch Harn bedeuten, ergibt aber an dieser Stelle keinen Sinn.

<sup>668</sup> Johann Edmund Herberger (1809–1855) war Apotheker und Assistent von Andreas Buchner, vgl. H. SCHELENZ (1904), 681.

03 sein u schwach empyreumatisch riechen.  
 04 Die Kohle muß schwarz sein u nicht braun, locker u leicht, nicht  
 05 glänzend sondern matt; die frischgebrannte Kohle bräunt das Curcuma-  
 06 papier, aber nach einigen Wochen an der Luft oder Abkochen verliert es diese Reaktion.  
 07 Mit (Wasser) erwärmt entsteht eine völlig (wasser)klare Flüssigkt, die nicht alkalisch  
 08 reagirt, sie giebt t Ag lösung einen sehr starken gelblich weißen Ndrschlag;  
 09 in Aetzammoniak löst sich der Ndrschlg f mit Hinterlassung des  $\text{Jd}^2\text{Ag}$ . Mit  
 10 Kleister vermischt u dann t  $\text{N}^2\text{O}^5$  versetzt entsteht sogleich intensiv blau  
 11 gefärbtes  $\text{Jd}^2$  amyllum; setzt man ein großes Uebermaß v  $\text{N}^2\text{O}^5$  hinzu, so  
 12 entsteht eine braunrothe Färbung, indem durch die  $\text{N}^2\text{O}^5$  Chlor frei wird  
 13 u  $\text{Cl}^2\text{Jd}^2$  entsteht. Mit  $\text{Cl}^2$ +aq färbt sich die Flüssigkt gleich gelb v  $\text{Br}^2$   
 14 u t Aether geschüttelt färbt sich der Aether goldgelb, zum Zeichen des  
 15 wichtigen  $\text{Br}^2$  gehalten; Uebrigens zeigt die Kohle alle die Reaktionen  
 16 die ihre Bestandtheile voraussetzen[-sehen] lassen  
 17 [---?---]Vegetabilisches Die Kohle v Fecas echicalohus<sup>669</sup> gebrannt,  
 18 was Alles für Bestandtheile in dieser Kohle enthalten sind, weiß man auch,  
 19 viel  $\text{NaJd}^2$  ist darin enthalten.  
 20 Kohlenoxydgas =  $\text{CO}$  = 1 At. = 1 aeq. = 1 vol C 1 vol O = 2 volum.  
 21 spec. Gew. = 0,9732 Dieses Gas entsteht immer, wenn C haltige Körper  
 22 nicht bis zum maximum oxydirt werden. Also zb. die Verbrennung  
 23 durch O oder atmosphär[ischer] Luft, unter Hinzutreten von wenig O gas oder  
 24 was dasselbe ist, wenn die Masse der Kohle zu groß ist gegen die Masse  
 25 des O [gas]; also zb. wenn man in 1 Windofen t glühenden Kohlen [au]fs Neue  
 26 todte Kohlen wirft; oder wenn man schwer reduzierbare Metalloxyde t C  
 27 glüht zb  $\text{Fe}^2\text{O}^3$ ,  $\text{ZnO}$ ; oder wenn f glühende Kohlen Wasserdämpfe ein-  
 28 wirken; es kann daher die Glüh[itze] der Kohle vermehrt werden. Oder wenn  
 29 man schwer reduzierbare Salze t Kohle glüht; zb.  $\text{SO}^3$ ,  $\text{BaO}$ ; indessen  
 30 ist in Allen diesen Fällen dem CO bald + -  $\text{CO}^2$  beigemischt. Sodann  
 31 auch durch Reducktion des  $\text{CO}^2$  durch Kohle, zb Beim Glühen der  
 32  $\text{CO}^2$ ,  $\text{BaO}$  t Kohle; man erhält f diese Weise das CO am reinsten.  
 33 Dann erhält man es noch bei Zersetzung mancher organ. Körper, bei trockner  
 34 Destillation, oder anderer chem. Einwirkungen. Wenn man 4 Th xstallisch  
 35 Ö, u 10 Th. engl.  $\text{SO}^3$  [mi]teinander erhitzt in einer Flasche, so wird der  
 36 Säure das Aq entzogen u es entweicht ein Gas, =[gleiche] vol. CO u  $\text{CO}^2$ , welches t  
 37  $\text{CaO}$ ,+aq gewaschen ganz rein ist.

**Formel 77**

- 106

01 Eigenschaften; es ist ein farbloses, noch nicht condensirtes Gas; es  
 02 ist geschmacklos, hat aber einen sehr schwachen unangenehmen Geruch, welcher indessen  
 03 verschieden ist, von dem weit stärkeren u unangenehmen Geruch des Kohlendampfes;  
 04 es kann eingeathmet werden wirkt t aber sehr giftig, erzeugt Schwindel u  
 05 Ohnmachten, schon kleine Mengen der Luft beügemischt sind nachtheilig,  
 06 das Verbrennen wird nicht davon unterhalten; ist aber selbst leicht ent=  
 07 zündlich u brennt t hellblauer Flamme. Zündet man 1 Cylind v CO gas[davon]  
 08 an so brennt dieser meist nicht ganz s, weil die schwere  $\text{CO}^2$  entsteht. Mit  
 09 O gas gemengt verpufft das Gas nicht, sondern nur allmählig wird es  
 10 zu  $\text{CO}^2$  oxydirt; ein flammender Körper bewirkt 1 schwache Detonation.  
 11 Durch Hitze u Elektrizität wird das Gas nicht zersetzt; t H gemengt u/dann  
 12 durch glühende Röhren geleitet wird C unter Bildung von (Wasser) re=  
 13 duziert; es wirkt das Oxyd f mehre Metalloxyde reduzierend. 100 vol[?]  
 14 (Wasser) nehmen nach Davy nur 2 vol f; andere geben aber 61/2 vol. an.  
 15 Es ist eine indifferente Substanz, verbindet sich weder mit Sren noch  $\text{CaO}$ .  
 16 t 1 =[gleichem] vol. Cl gas gemengt entsteht in den Sonnenstrahlen, eine  
 17 Condensation um die Hälfte; das farblose Gasgemisch ist das

---

<sup>669</sup> Strandpflanze

18 Chlorkohlenoxydgas oder Phosgengas, es reagirt sauer, t  $H^6N^2$   
19 eine Doppelverbindung giebt u t (Wasser) in Salzsäure u  $CO^2$  zerfällt.  
20  $CC^2[CO]$ , Unter  $SO^2$  verbinden sich intereinander zu einer weißen xstalle[nen]  
21 Masse.  
22 Kohlensäure =  $CO^2$  = 1 At = 1 aeq. = { 1 vol C 2 vol O } = 2 volum.  
23 spec. Gew. = 1,5245, oder 2 vol. CO { 1C 1O + 1 vol. O } = 2 vol.  $CO^2$   
24 Sie kommt in großen Mengen [in] in der Luft vor, obgleich sie darin nur 0,0135  
25 - 0,0574 % zu betragen pflegt; denn nach Lokumständen kann sich  
26 die  $CO^2$  in der atmosphär. Luft außerordentlich vermehren; ja die  
27 atmosphär. Luft ganz verdrängen. Bischoff<sup>670</sup> hat berechnet, daß in der  
28 Nähe u Umgebung des Laacher Sees jährlich 219 Millionen #  $CO^2$   
29 in die atmosphär. Luft übergehen; diese  $CO^2$  meint man[, ] müsse s  
30 flüssiger  $CO^2$  herstant; sodann erzeugt sie sich durch Hilfe der Luft  
31 fortwährend durch Oxydation lebendiger organischer Körper.  
32 Sie findet sich in Allen natürlich vorkommenden Wässern, aber in großer  
33 Menge in den natürlich  $CO^2$ ren Salzen. Bey chem. Prozessen wird  
34 sie s ihren Verbindungen sehr leicht sgeschieden oder sie erzeugt sich durch  
35 eine starke Oxydation des C oder CO gases. Durch  $SO^3$ ,  $N^2O^5$  aber ganz  
36 schwach wird das C zu  $CO^2$  verbrannt. Wir können nun die  $CO^2$  am  
37 reinsten darstellen, wenn wir reine  $CO^2$  ren Salze, so  $CaO, CO^2$  t einer nicht

- 107

01 flüchtigen Sre, zb  $SO^3$  übergießen. Wenn f eine Beimengung von - nicht  
02 ankommt, so kann man sehr zweckmäßig 1 Th Zucker 1/2 Hefe u 4 Th (Wasser) der Gährung  
03 unterwerfen.  
04 Eigenschaften. Sie ist ein farbloses Gas welches bei einem Druck v 36  
05 40 Atmosphr tropfbar wird, farblos ist, leicht beweglich ist, den Lichtstrahl  
06 bricht; sie hat bei 0°C. 1 spec. Gew. v 0,83. Bei +30° hat sie eine  
07 Dension<sup>671</sup> von 73 Atmosphärendruck; sie lößt sich in (Wasser) u fetten Oelen  
08 nicht[?] <sup>672</sup> auf, aber wohl in Alkohol; man kann sie in verschlossenen Glasröhren  
09 von starkem Glase fbewahren; aber wenn man die Spitze der Röhre ab=  
10 bricht, so strömt[ ] sie t starker Gewalt heraus u verdunstet t einer Kälte-  
11 entwicklung, welche man f -90° schätzt. Hierbei wird selbst die flüssige  
12  $CO^2$  fest u bildet weiße Nebel; an der Luft verdampfen diese Nebel  
13 erst allmähig wegen der starken Kältegrade; es hat einen sehr schwachen  
14 stechenden Geruch u schwach sauren Geschmack, ist für sich irrespirabel u tötet  
15 durch Erstickung die Thiere sehr schnell, wenn es wenigstens 1/4 Th. der Luft  
16 bei gemischt [ist]; aber 5 vol.% schaden nicht allein dem Menschen gar nicht,  
17 sondern ein solches Gasgemisch ist für Lungensüchtige sehr heilsam;  
18 Pflanzen vegetir[e]n am besten wenn 14%  $CO^2$  in der Luft sind; wenn das  
19 spec. Gew. 1,5245 ist, so wiegen 1000 cc = 1,98047 Grmm. Die spec. Wärme  
20 beträgt 1,2583, t einem =Gew.[Gleichgewicht] Luft verglichen = 0,828. Das Gas ist  
21 durchaus verbrennlich, u kann selbst das Verbrennen nicht unterhalten. Brennende  
22 Körper verlöschen darinn; bleiben sie nicht zu lange in dem Gase, so  
23 können sie sich wieder von selbst entzünden, wenn man sie wieder an die  
24 Luft brennt. Das Gas ist schwerer als die Luft u bleibt deshalb auch wenn  
25 die Luft nicht bewegt wird an dem Boden eingeschloßener Räume; man  
26 kann das Gas aus einem Cylind in den anderen schütten. Es erleidet die  $CO^2$   
27 durch Erhitzung keine Veränderung u durch fortgesetztes Elecktrifiziren wird es  
28 in C u O zersetzt. Beim Glühen t H, C, Fe reduziert sich die  $CO^2$   
29 zu CO; durch K, Na, P kann aber auch der C reduziert werden. Auf nassem

#### Zeichnung 23

<sup>670</sup> Gemeint ist hier wahrscheinlich G. W. Bischof (um 1820), H. SCHELENZ (1904), 623 bemerkt dazu: „übersetzte  
“Histoire naturelle des drogues simples” ins Deutsche”.

<sup>671</sup> Gemeint ist hier das „Druckvermögen“.

<sup>672</sup> Kohlendioxid löst sich sehr gut in Wasser und Ölen auf.

30 Wege erleidet sie gar keine Veränderung, es röthet Lackmuspapier ziemlich  
 31 stark bei (Wasser) Gege[nwar]d, aber die blaue [Farbe] stellt sich nach Liegen an der Luft wieder  
 32 her. Vom (Wasser) wird die  $\text{CO}^2$  b. gew. Temptr. zu = vol.[gleichen Volumen] fgelöst. Durch ver=  
 33 mehrten Druck kann das (Wasser) mehr als das Doppelte der Sre auflösen; das kalte luft-  
 34 freie (Wasser) löst am meisten  $\text{CO}^2$  auf; die Absorbtion der  $\text{CO}^2$  in geringem  
 35 Grade findet sehr schnell statt u daher kommt es, wenn destillirtes (Wasser) an die  
 36 Luft gebracht wird, es sehr schnell  $\text{CO}^2$  haltig wird; -, Oele u andere  
 37 organ. Flüssigkten lösen das Gas noch stärker f als das (Wasser); die  $\text{CO}^2$  ist eine  
 38 schwache Säure u deshalb verbindet sie sich nur t den stärkeren Salzbasen.

- 108

01 u liefert 1, 1 1/2 u 2fach  $\text{CO}^2$ re Salze, so wie eine Menge basischer Ver=  
 02 bindungen u Uebersres Salze. zb die Lsg der  $\text{CaO}, \text{CO}^2$ ,  $\text{MnO}, \text{CO}^2$  in flüssiger  
 03  $\text{CO}^2$ ; die  $\text{CO}^2$ , Salze sind durch Wärme zersetzbar, aber nicht Alle, so  $\text{KO}$ ,  
 04  $\text{NaO}$ ,  $\text{SrO}$ , u  $\text{BaO}$  sind nicht zersetzbar. Alle  $\text{CO}^2$  re Salze geben die  $\text{CO}^2$  s  
 05 t anderen Säuren, aber einige natürliche zb Bitterspate<sup>673</sup> zersetzen sich nur  
 06 sehr schwer.  
 07 Flüssige Kohlensäure, dieselbe bereitet man am besten et  
 08 tempore<sup>674</sup> in dem man t (Wasser) angerührte Kreide nach u nach zu verdünnter  
 09  $\text{SO}^3$  leitet; man leitet das Gas in reines kaltes destillirtes (Wasser), in einer 1/3 2/3  
 10 angefüllten Flasche, so daß man die Flasche öfters umschütteln [kann], nach 10 M.[inuten]  
 11 ist die Sättigung vollbracht. Die  $\text{CO}^2$ +aq ist eine farblose Flüssigkt von  
 12 angenehmem säuerlichen Geschmack u wenig srem Geruch; das spec. Gew. bei  
 13 gew. Temp ist, 1,001; sie reagirt schwach sauer; man muß aber das  
 14 L[ackmus]papier eine Weile drin stehen lassen; ~~das Papier~~[?] durch Faser[?]  
 15 entweicht 1 Th der  $\text{CO}^2$ ; werden Salze oder Zucker darin fgelöst, so ent-  
 16 weicht die  $\text{CO}^2$ ; bringt man Fe hinein so bildet  $\text{FeO}, \text{CO}^2$  unter H  
 17 Entwicklung.  $\text{CaO}$ , oder  $\text{BaO}+\text{aq}$ . geben damit 1 stark Ndschlag, wenn sie  
 18 im Uebermaß zugesetzt werden; ein Uebermaß [von  $\text{CO}^2$ ] löst das  $\text{CaO}, \text{CO}^2$   
 19 leicht wieder auf,  $\text{PbO}$ , Ä giebt damit einen verhältnismäßig  
 20 starken Ndrschlag, Pb essig einen sehr volum. Ndrschlag. Das (Wasser) muß  
 21 übrigens keinen Gehalt von Salzen verrathen.  
 22 Kohlenwasserstoffe: es sind eine Menge dieser Gase bekannt,  
 23 welche Producte der Pflanzenorganismen, oder s organ. Substanz f chem.  
 24 Wege erzeugt werden können. Dahin gehören der Alkohol, = Steinoel, das  
 25 Paraffin, Citronen u Terpentinoel. Man pflegt aber in der  
 26 unorg. Chem. nur 2 Verbindgen zu unterscheiden weil sie auch f chemischen  
 27 Wege, wenn auch s organ. Substanzen hervorgebracht sind, nemlich;  
 28 das Gruben u Oelbildende Gas.  
 29 Halbkohlenwasserstoffgas, = Sumpfgas Grubengas, schlagendes  
 30 Wetter =  $\text{H}^4\text{C} = 1\text{At} = 1\text{aeq.} = \{4\text{H } 1\text{C} = 2 \text{ vol. spec. Gew.}$   
 31 = 0,5595. Dieses Gas findet sich in den Steinkohlebergwerken u zwar  
 32 wie es scheint in einem comprimirt Zustand; so daß bei dem Anhauen der  
 33 Steinkohlenflötze das Gas t großer Kraft hervorströmt; ebenso  
 34 bildet es sich in stehenden Sümpfen durch Verwesung von organischen  
 35 Körpern; wenn man CFe in verdünnte  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  oder  $\text{SO}^3$  flößt, so entweicht  
 36 neben dem H auch dieses  $\text{H}^4\text{C}$  gas; bei der trockenen Destillation u  
 37 Faulen organ. Stoffe tritt es nebst anderen Gasarten auf.

- 109

01 Wenn man oelbildendes Gas durch glühende Röhren leitet, so verliert es die  
 02 Hälfte seines C u es entsteht  $\text{CH}^4$ . Bei der Erhitzung entstehen 4 vol.

**Formel 78**

<sup>673</sup> Dolomit ist eine Mischung aus Calcium- und Magnesiumcarbonaten.  
<sup>674</sup> „zur Zeit“ (lat.), gemeint ist damit: „wenn man sie benötigt“.

03 Halbkohlen(wasser)stoff =  $H^4C$  dh.  $H^8$  vol.  $C_2$ . Dann entstehen 4 vol. CO Th. 2 vol C 2 vol O.  
 04 Es bleiben übrig 4 vol. H. Die beiden letzten geben in der Hitze 4 vol. Aq gas  
 05 u C wird sgeschieden. Wenn die Hitze aber nicht stark genug ist, so bleiben  
 06 H u Aq beigemengt; es ist schwer gerade genau den rechten Hitzepunkt zu treffen,  
 07 wird die Hitze zu groß, so verändert sich auch das Gas wieder, daher [ist es] sehr schwer das Gas  
 08 rein zu erhalten.  
 09 Das Grubengas welches man s Sumpfen t einem umgekehrten Trichter ge=  
 10 winnen kann, soll zuweilen sehr reines  $CH^4$  sein.  
 11 Eigenschaften: es ist ein farbloses Gas von eigenthümlich unangenehmem Geruch  
 12 t Luft vermischt kann es eingeathmet werden, aber für sich eingeathmet  
 13 wirkt es giftig; das gew. Verbrennen der Körper wird nicht davon unter  
 14 halten, ist aber selbst leicht entzündlich u brennt t einer schwach bläulich  
 15 gelben Flamme namentlich das s Alkohol bereitete. Auf andere Weise dar-  
 16 gestellt soll es t einer schwach blauen oder rein gelben Flamme brennen.  
 17 Die Producte der Verbrennung sind beim reinen Gase  $CO^2$  u  $H^2O$ . Mit  
 18 O gemengt entzündet sich das Gas durch flammende Körper u den electr Funken,  
 19 detonirt t außerordentlicher Heftigkeit u man kann es nur untersuchen  
 20 wenn  $CO^2$  zufügt oder O zumischt, also verdünnt. 1 vol. Gas erfordert  
 21 2 vol. O gas u giebt 1 vol.  $CO^2$ ; man kann durch anhaltendes electris[ire]n  
 22 daß Gas in C u H zerlegen. Durch starkes Glühen wird ebenfalls C  
 23 u H von einander geschieden. 100 vol. (Wasser) absorbiren 7,3 vol. Gas. Es  
 24 reagirt ganz neutral u verhält sich indifferent gegen Basen u Säuren,  
 25 ebenso auch/durch Metallsalze; von Cl gas wird es bei gewöhnlicher Temptr  
 26 nicht zersetzt, wenn man aber das feuchte Gas dem Tageslichte ssetzt, so ent=  
 27 steht  $H^2Cl^2$  u  $CO^2$ .  
 28 Einfach Kohlenwasserstoff = oelbildendes Gas, 2fach  $H^2C$   
 29 Das Aetherin wird von Einigen indentifizirt.  $H^2C = 1$  At. = 1 aeq.  
 30 = { 2 vol H 1 vol C } = 1 vol. von 0,9814 spec. Gew. Dieses Gas entsteht bei  
 31 der trockenen Destillation organ. Körper vornehmlich der C reichen, wie  
 32 Harz, Fett, Bitumen, in der Steinkohle als auch im bituminösen  
 33 Kalken u Mineraloelschiefer[?]. Es entsteht in Verbindung t  $H^4C$ , CO,  $CO^2$   
 34  $H^2S$  auch  $H^6N^2$ ; wenn man Alkohol t conc.  $SO^3$  zersetzt entsteht  
 35 es ebenfalls  $H^2C$ . Am leichtesten wenn man 8 Gramm absolut Alkohol  
 36 t 32 Gramm engl.  $SO^3$  in einer weiten Digerirflasche f Sand erhitzt u  
 37 das entweichende Gas über klt. (Wasser) ffängt; man läßt das Gas eine Weile  
 38 über dem (Wasser) stehen um die  $SO^2$  wegzuschaffen; man [kann] sie auch entfernen  
 39 t  $CaO+aqx$ , Bei  $200^\circ$  geht die Zersetzung vor sich, der Alkohol ver-

**Formel 79**

01 kohlt ganz u gar. Man kann sich denken folgender Maaßen[?] allenfalls:  
 02 Das Gas ist farblos riecht stark u sehr unangenehm selbst in nicht großer  
 03 Menge t Luft, wirkt es tödtlich leicht; es unterhält das Verbrennen der Körper  
 04 nicht, ist aber sehr leicht entzündlich u brennt t einer hellleuchtenden  
 05 ganz weißen Flamme. Die hellleuchtende Flamme unser Brenn--?--  
 06 beruht in der Erzeugung dieses Gases, welches gebildet wird in u an  
 07 dem erhitzten Dochte, gleichsam durch eine trockene Destillation.  
 08 Mit O oder Luft gemengt detonirt das Gas durch einen electr. Funken  
 09 oder Flamme als das andere Gas,  $H^4C$ . 1 vol. Gas erfordert 3 vol. O gas  
 10 es entsteht 2 vol.  $CO^2$ . Durch den electr. Funken wird C abgeschieden  
 11 u es entsteht Halb C(wasser)stoff. Durch glühende Röhren geleitet, setzt sich C ab.  
 12 Wenn es über glühendes Fe geleitet wird giebt es vorzüglichen Stahl.  
 13 Reagirt völlig neutral u verhält sich gegen Sren u Alkalien in[-]  
 14 different; Mit  $Cl^2$  verbindet es sich u zwar im Dunkeln zu einer  
 15 den flüchtigen Oelen ähnlichen Verbindung, den man eine Zeitlang für  
 16 Cl aether ansah u von welcher Verbindung es seinen Namen hat.  
 17 Mit  $Br^2$  u  $Jd^2$  giebt es ähnliche Verbindungen. 100 vol. (Wasser), absorbiren  
 18 15,1/3 vol. dieses Gases. Das damit gesättigte (Wasser) soll sehr schädlich sein.

**Formel 80**

19 Wenn Terpentinoel in einem erhitzten Flintenlauf behandelt wird,  
 20 so erhält man 1 dem oelbildenden Gase gleiches oder ähnliches Gas. Dieses t O  
 21 verbrannt giebt ein außerordentlich helles Licht, das Siderallight<sup>675</sup>.  
 22 Wenn man Terpentinoel u Alkohol teinander mischt, so erhält man eine  
 23 sehr helle Flamme[,] in welcher sich ohne Zweifel gerade die Verhältnisse  
 24 von H u C finden werden, wie sie im oelbildenden Gase vorhanden ~~ist~~  
 25 sind.  
 26 Schwefelkohlenstoff er besteht  $CS^2 = 2aeq. = 2 \text{ vol.}$   
 27 1 vol C 0,8438 2 vol.  $CS^2 = 5,2598$ .  
 28 2/2 vol S 4,4360 Es bildet sich bei Einwirkung des S auf  
 29 glühende [Kohle], also zb wenn man organ. Körper t S glüht, so daß der S nicht allzu  
 30 früh entweicht, oder wenn man Sulfide, zb Eisenkies t Kohle glüht.  
 31 Am einfachsten wird der  $CS^2$  dargestellt wenn man 1 gußeiserne  
 32 Röhre nimmt, die vertical fstellt oder horizontal legt u dieselbe  
 33 f nußgroßen Stücken Holzkohle thut, an die Röhre setzt man eine  
 34 ziemlich weite eiserne Röhre; die t (Wasser) abgesperrt wird; wenn die  
 35 Kohle stark glüht, wirft man durch eine Öffnung von Zeit zu Zeit S =  
 36 stückchen; der S verwandelt sich in Dampf, streicht über die Kohle weg  
 37 u es entsteht  $CS^2$  der sich unter (Wasser) condensirt, die flüchtigen brennbaren  
 38 Gase werden weggeführt. Die Kohle welche zuletzt zurück bleibt

- 111

01 ist S haltig; sogenanntes festes  $CS^2$  welches seinen S durch Glühen nicht  
 02 verliert, zum Beweise daß S von Kohle fgenommen wird. # Der CS enthält  
 03  $H^2S$  u S, man rectificirt ihn s einer Glasretorde u um allen anhängenden  
 04  $H^2S$  zu entfernen kann man das  $CS^2$  t Bleiweiß schütteln u dann rectificiren.  
 05 Man hebt ihn unter Wasser [auf]; es ist eine (wasser)klare leicht bewegliche  
 06 Flüssigkt v hepatischem Geruch u stechendem Geschmack = 1,272 spec. Gew.  
 07 sehr großer Licht brechender Kraft: das absolute Lichtbrechvermg = 1,645<sup>676</sup>  
 08 das relative 5,709. Er wird nie fest, verdunstet sehr schnell an der  
 09 Luft, erzeugt Kälte unter der Luftpumpe  $-60^\circ$ , kocht bei  $+46,6^\circ C$ ;  
 10 er ist sehr verbrennlich u entzündet sich leicht bei Annäherung eines Lichts  
 11 u verbrennt zu  $CO^2$  u  $SO^2$ , kann nicht genug O zutreten, so scheidet sich S  
 12 ab. Mit O gemengt detonirt das Gas sehr stark, in (Wasser) unlöslich, aber  
 13 er kann etwas (Wasser) flösen; durch  $CaCl^2$  davon befreit werden. Er ist eine  
 14 völlig indifferente Substanz, aber kann sich t S metallen verbinden, welche  
 15 Berz. Schwefelkohlenstoffsalze genannt hat. Zb KS t Kohlensulfid. Mit  
 16 Alkohol u Aether vermischt er sich in jedem Verhältnisse. In Berührung  
 17 t Luft verändert er sich gar nicht, wenn er rein ist, nur wenn er mehrere Jahre  
 18 unter (Wasser) t wenig damit gefüllten Gläsern gelb werden. Er lößt die  
 19 doppelte Menge S auf, die daraus schön xstallisirt, lößt die 8fache Menge  
 20 P auf unverändert.  $Cl^2$  verbindet sich auch unverändert damit, aber wenn  
 21 (Wasser) hinzu kommt, so entsteht ein xstallinischer Körper v  $Cl^2$ , unter  $SO^2$  u  $CO =$   
 22 Sauerstoffchlorschwefelkohlenstoff.  $Jd^2$  lößt sich zu einer schön rothen  
 23 Flüssigkt im  $CS^2$  auf. Selbst 1/2000 Jod färbt den  $CS^2$  noch rosenroth;  
 24 Im (Wasser) lößt sich die Verbindung nur wenig auf u das (Wasser) färbt sich nur  
 25 dann röthlich wenn die Menge des Jd sehr groß ist; stark erhitzte Metalloxyde  
 26 geben  $SO^2$ ,  $CO^2$ , Sulfide. Aetzkali wirkt nur sehr langsam darauf  
 27 ein; nimmt man aber 1 geistige Lösung von beyden, so entsteht K sulf-  
 28 carbonat als Syrup dicke Flüssigkt. (Wasser)leeres Ammoniak verbindet sich  
 29 t  $CS^2$  zu einer xstallinischen Verbindung; auch t  $H^2S$ , Ammoniak  
 30 liefert er eine eigenthümliche Verbindung.<sup>677</sup>

**Formel 81**

<sup>675</sup> Sideral (lat.) bedeutet „auf die Sterne bezogen“; hier im Sinne: „ein wie Sterne helles Licht“.

<sup>676</sup> Heutige Werte sind für die Dichte  $1,271 \text{ g/cm}^3$  und den Brechungsindex ( $n^{20D}$ ) 1,6255.

<sup>677</sup> Hierbei handelt es sich um die Trithiokohlensäure ( $H_2CS_3$ ), vgl. HOLLEMAN/WIBERG, 725.

31

32 Ammoniaksalze.

33 Das Ammoniak bildet t O u H säuren sgezeichnete Salze; die  
34 O salze enthalten immer 1 aq. chem. gebunden; die H salze gar keins; s  
35 diesem u anderen Gründen hat sich 1 neue Ansicht über die Ammoniums Salze  
36 gebildet, welche wenigstens den Vortheil der Consequenz für  
37 sich hat. Die Verbindung der H sren enthalten Ammonium;  $H^8N^{[2]}+H\ v[er]b[indun]g[e]n[?]$   
38 die O sren enthalten Ammonium t O verbunden, als Ammoniumoxyd.  $H^8N^2,O$ .

- 112

01 Salzsaures Ammonium <sup>678</sup>  $= H^8N^2,O+Cl^{2679} = H^6N^2+H^2Cl^2$ . Das  
02 Salmiak findet sich in der Natur nicht selten namentlich bei der Zersetzung  
03 organ. Körper; indessen auch in thier. u vegetab. Substanzen; besonders  
04 merkwürdig ist das Vorkommen der Gasexsolution der Vulkane; er bildet sich  
05 immer sehr leicht wenn Ammoniak t Salzsäure oder auch im Entstehungsmoment  
06 t Chlorid zusammentritt, darum ist er auch im Ruße enthalten, beim  
07 Verbrennen des Kameelmistes, das gewöhnliche Brennmaterial in Arabien.  
08 Die älteste Methode war diesen Ruß abermals zu erhitzen u weil  
09 namentlich bei dem Tempel der Jupiter Ammon <sup>680</sup> dieses stattfand, so wurde  
10 davon der Name [des] Salmiak abgeleitet; aber schon seit langer Zeit erhält man  
11 s Egypten keinen mehr. Man stellte ihn dar früher, s den kohlenr Ammoniak,  
12 welches sich beim Faulen herausbildet. Wenn man Steinkohle, Kochsalz  
13 u thierische Theile [mi]teinander brennt, so gewinnt man einen Ruß, welcher  
14 Salmiak liefert. Gegenwärtig gewinnt man ihn f 2erlei Weise.  
15 Bei uns s dem kohlenr Ammoniak bei der trockenen Destillation der Knochen.  
16 Man bringt die kleingehackten Knochen in lange gußeiserne Röhren  
17 von der Form eines langen Cylinders die von den Flammen ganz umspült  
18 werden. Die Cylinders werden t einer fgeschraubten u eingekitteten Deckel  
19 verschlossen, vorn an der Retorde befindet sich eine weiteres gußeisernes  
20 Rohr zum Ableiten der Destillationsproducte; das Rohr mündet in ein  
21 Faß, t welchem 3, 4 6 Fässer verbunden sind; wenn die Knochen voll=  
22 kommen verkohlt sind, so wird die Retorde [au]fs neue gefüllt, aber man  
23 muß dann die Gasleitungsröhre verschließen, t einem eisern Kessel;  
24 weil sich sonst atmosphärische Luft t Kohlen(wasser)stoff mengt u sehr ge-  
25 fährliche Explosionen entstehen können; man bringt daher auch wohl in  
26 den Fässern lose Deckel an, die bei einer entstehenden Explosion  
27 herausgeworfen werden. Die Destillationsproducte sind theils festes  
28 kohlenrs Ammoniak, welches sich in den Fässern ansetzt, theils eine (wäss)rige  
29 Lösung des genannten Salzes, u thierisch Oel. Es kommt nun darauf an, das  
30 rohe kohlenrs in Salzsaures Ammoniak zu verwandeln. Die (wäss)rige  
31 Flüssigkt in den Fässern wird vom Oel befreit u das rohe kohlenrs Ammoniak  
32 für sich in (Wasser) fgelöst, man sättigt diese Flüssigkt t Salzsäure gesättigt u  
33 die Lösung durch thierische Kohle entfärbt. Gewöhnlich sättigt man t  
34  $SO^3$  oder vermischt die Flüssigkt t gebranntem Gyps; das schwefelsre Ammoniak  
35 wird in gußeisern Fässern abgedampft wobei sich das Thonerde entfernt u  
36 fügt hierauf Kochsalz hinzu u bekommt Glaubersalz u Salmiak. Man  
37 filtrirt durch Filz u zuletzt wird der Salmiak in zinnernen Kesseln einge=  
38 dampft u der Salmiak skristallisirt. Dieser enthält +-  $NaCl^2$  oder  $NaO,SO^3$

Zeichnung 24

- 113

<sup>678</sup> Liebig ordnet Salmiak unter die Chlorverbindungen ein, beschreibt aber dieselbe Darstellung, vgl. J. LIEBIG (1843), Bd 1, 245–246.

<sup>679</sup> Das O ist zuviel, wahrscheinlich noch aus dem Satz zuvor gedanklich übernommen.

<sup>680</sup> Auch „Amun“ (altägyptischer Gott) genannt, dieser galt als der König der Götter, daher wurde er hier als Jupiter bezeichnet.

01 immer noch viel empyreumatisches Oel, so daß er beim Aufbewahren ganz schwarz  
 02 wird; gewöhnlich wird er f einer erwärmten irdenen Platte getrocknet u in  
 03 Formen gebracht, oder [man] läßt ihn in Form des körnigen Salzes; es[?] ist durchaus  
 04 nicht zu gebrauchen. Soll er ganz rein erhalten werden, so muß er in großen  
 05 gläsern Flaschen unter Zusatz v 1% Knochenkohle sublimirt werden. Er  
 06 verliert durch Sublimiren jeden Gehalt v festen Salzen, u beinahe jeden  
 07 Gehalt an Empyreum. Zu weilen aber bekommt der subl. schwarze Stellen  
 08 von Kohle s dem zerstörten Empyreum. In England benutzt man jetzt  
 09 das Ammoniak s den Gaswerken, sättigt blos t Salzsre u verdampft zur  
 10 Xstallisation.

11 Eigenschaften. Der Salmiak xstallisirt in Würfeln oder dessen Abänderungs  
 12 form, häufig aber nur in federartigen Xstallen; der gew. xstallisirte  
 13 Salmiak ist ein lockeres Salzpulver oder hat das Aussehen des weißen Zuckers.  
 14 Das sublimirte bildet große fasrige durchscheinende bis durchsichtige  
 15 Kuchen, die f der inneren Fläche ein geschmolzenens Aussehen haben. Auf  
 16 der äußeren Fläche zeigt sich manchmal 1 schwarze Rinde oder schwarze Flo[e]cken,  
 17 die man oft t dem Messer wegscheidet; das subl. ist zähe u läßt sich schwer  
 18 zerreiben, am besten in einem Steinmörser mit hölzerner Keule. Der  
 19 sogenannte xstallisirte gereinigte Salmiak wird durch Auflösen des  
 20 sublimirten u Verdampfung der Lösung zur Xstallisation dargestellt; diese  
 21 Operation bezweckt nichts als den Salmiak zu zerkleinern, denn der gut  
 22 sublimirte bedarf keiner weiteren Reinigung; die einfachen Salmiak  
 23 blumen werden durch bloße erneute Sublimation erhalten. Er ist  
 24 völlig geruchlos von eigenthümlich stechend salzigem Geschmack; in Gaben von  
 25 #st[Unzen] kann er schädlich selbst tödlich werden; an trockener Luft ist der subli=  
 26 mirte ganz u [gar] unveränderlich, aber der xstallisirte wird leicht feucht, entweder  
 27 vermöge seines Aggregatzustandes u wenn er 1wenig sauer ist. Bei 300  
 28 360° erhitzt verflüchtigt sich der trockene Salmiak ohne vorangehende  
 29 Schmelzung<sup>681</sup> in weißen dicken stechend riechenden[,] aber unschädlichen Dämpfen  
 30 ganz unverändert; er schmilzt wenn er schwefelsres Ammoniak enthält;  
 31 er wird gegen das Ende der Verflüchtigung 1wenig schwärzlich vom beige=  
 32 mengten Empyreum, namentlich das gew. Xstallisirte; im Pt löffel  
 33 erhitzt, den Löffel dann sgewaschen t reinem (Wasser) muß nun in der Flüssigkt  
 34 Ag lösung keine Trübung hervorbringen; beigemischtes  $\text{NaCl}^2$  oder  $\text{CaCl}^2$   
 35 zeigen sich[.] Die Lösung darf t  $\text{BaCl}^2$  keinen Ndrschlag hervorbringen;  
 36  $\text{NaO}, \text{SO}^3$  oder  $\text{CaO}, \text{SO}^3$  finden sich oft darin wenn auch nicht so oft  $\text{NaCl}^2$ .  
 37 Es bleibt zuweilen 1wenig basisch  $\text{Fe}^2\text{Cl}^6$  oder Cu s dem Mörser zurück,  
 38 Pb kann sich auch darin finden. Der Salmiak lößt sich in 3 Th. kalt. (Wasser) vollkommen  
 39 klar auf; die Lösung giebt t  $\text{BaCl}^2$  keinen Ndrschlag; ~~es entsteht~~; sie reagirt  
 40 sauer, auch dann wenn die Flüssigkt nicht erhitzt wird. Die Reaktion  
 41 stellt sich allmähig ein auch wenn die Papiere darin liegen bleiben.

- 114

01 Bleiben die Papiere an der Luft liegen, so werden sie roth. Beim Kochen der Lsg.  
 02 nimmt die Röthung 1wenig zu. Mit  $\text{H}^2\text{S}$  u  $\text{H}^8\text{N}^2, \text{S}$  keine Veränderung er-  
 03 leiden. Die Alkalien treiben das Ammonium s, ebenso werden viele Metall-  
 04 oxýde fgelöst zu Chloriden, selbst viele Metalle zerlegen den Salmiak;  
 05 er lößt auch viele Ndrschlge u Salze auf t Leichtigkt in Folge der Bildung  
 06 von Doppelsalzen. Beim Glühen t Metalloxýden entstehen Chloride sehr  
 07 oft; zb  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  t Salmiak; oftmals wirkt das Ammoniak u Empyreum  
 08 reduzierend.  
 09  
 10 Schwefelwasserstoffschwefelammonium<sup>682</sup> =  $\text{H}^8\text{N}^2, \text{S} + \text{H}^2\text{S}$ ; wenn

<sup>681</sup> Der heutige Wert des Sublimationspunktes ist 337,8 °C.

<sup>682</sup> Ammoniumhydrogensulfid ( $\text{NH}_4\text{HS}$ )



11 man bei abgehaltenem Luftzutritt trocknes  $\text{H}^2\text{S}$  u Ammoniakgas zu-  
12 sammen bringt so entsteht eine Verbindung die aber durch Zutritt v (Wasser) zersetzt  
13 wird. Wir bereiten es in Auflösung sehr leicht, indem durch Aetzammoniak  
14 flüss[igkt] in 1 ganz angefüllten Glase so lange  $\text{H}^2\text{S}$  leiten als es noch absorbiert  
15 wird; zu #ii Flüssigkt braucht man  $1/2$  1 Std Zeit; in ganz angefüllten,  
16 verschlossenen Gefäßen, bleibt das Präparat unverändert,, noch besser wenn  
17 man die Flüssigkt vorher halb t (Wasser) verdünnt hatte. Die Flüssigkt ist völlig  
18 farblos klar, wenn in dem Ammoniak etwas Fe enthalten ist, oder wenn das  
19 Gas allzu rasch übergeht, so setzen sich grünliche Flocken v  $\text{FeS}$  ab. Das ganz  
20 concentr. Präparat raucht an der Luft u zersetzt sich sehr schnell. Das ge=  
21 wöhnliche färbt sich nur gelblich bis allmähig ganz gelb, nemlich der  
22 H des  $\text{H}^2\text{S}$  oxydirt sich u es entsteht  $\text{H}^8\text{N}^2, \text{S}^2$  u bei längerer Einwirkg  
23 wird zuletzt das Präparat ganz zersetzt, es fällt S nieder u unter  $\text{SO}^2$  res  
24 Ammoniak bleibt in Lösung. Das ganz farblose Präparat vermischt sich  
25 t Salzsre unter Ausgabe v  $\text{H}^2\text{S}$  ohne Alle Trübung; das gelb gewordenen  
26 hingegen giebt eine Trübung v S milch in dem Maaße als seine Zer=  
27 setzung vorgeschritten ist; man muß daher bei seiner Anwendung  
28 als Reagenz nie s den Augen lassen; sie riecht u schmeckt stark nach  
29 Ammoniak u  $\text{H}^2\text{S}$ , sie reagirt stark alkalisch. Das frische Präparat läßt sich  
30 vollkommen überdestilliren u verflüchtigt sich ganz; es bringt t  $\text{MgO}, \text{SO}^3$   
31 keinen Ndrschlg hervor, selbst wenn nur 1  $\text{H}^2\text{S}$  darin ist; also ist dieses Salz kein  
32 Mittel um die Sättigung zu erfahren. Die Salze der eigentlichen Erden  
33 zb. Alaun erleiden eine Zersetzung, indem das  $\text{H}^2\text{S}$  weggeht, wie die  $\text{CO}^2$ .  
34 Es wird von den meisten Sren völlig zersetzt unter Abscheidung v  $\text{H}^2\text{S}$ .  
35 Wenn das Präparat nicht gelb geworden ist, so scheidet sich kein S aus, durch Sren,  
36 sonst aber entsteht eine Trübung von S milch.  
37 Fixe ätzende Alkalien, auch kohlenstre u kaustische u alkalische Erden werden  
38 durch  $\text{H}^8\text{N}^2, \text{S}$  in Sulfide verwandelt; das Ammoniak wird in Freiheit  
39 gesetzt; die meisten Metalloxyde werden bei Digestion ebenfalls in  
40 Sulfide verwandelt, am schnellsten wenn sie hydratisch sind; lösen sich die  
41 gebildeten Sulfide im überschüssigen H schwefelammonium auf, so entstehen

**Formel 82**

**Formel 83**

- 115

01 Schwefelmetalle. Wenn das Reagenz farblos ist, so lösen sich einige Sulfide  
02 nicht auf, ist es aber gelb so lösen sich auf, zb.  $\text{SnS}$  giebt Zinnsulfür; es lößt  
03 sich als  $\text{SnS}$  nicht auf, aber ein Zusatz v S# lößt es als  $\text{SnS}^2$  auf. Das Hg macht # als gelbes  
04 die sehr bemerkenswerthe Ausnahme, daß es sich zwar in S ammonium nicht auf=  
05 lößt sondern bloß in  $\text{HgS}$  verwandelt, aber f Zusatz v  $\text{KO}^+$  wird das  $\text{HgS}$  fge=  
06 lößt weil KS entsteht. Wird das KS durch ein Ammoniaksalz wieder in S  $\text{SnS}^2 \text{H}^8\text{N}^2, \text{S}$   
07 Ammonium verwandelt, so muß es durch das  $\text{HgS}$  wieder gefällt werden.  
08

**Formel 84**

09 Geschwefeltes Ammonium, Beguinische Flüssigkeit,<sup>683</sup> das Reagenz  
10 ist nach den verschiedenen Darstellungsmethoden verschieden, aber im allgem.  
11 ist unser jetziges Präparat, =  $\text{H}^8\text{N}^2, \text{S}^5$ , ehemdestillirte man 2 Theile  
12 Aetzkalk, 2 Th Salmiak, u 5 Th. S, es destillirt anfangs eine gelb, zuletzt eine  
13 pommeranzenfarbene Flüssigkt über, welche raucht an der Luft; wahrscheinlich  
14 weil sich durch Oxydation ein  $\text{SO}^2$  oder unterschwefelichres Ammoniak bildet.  
15 Nach Trommsdorf erhält man das Präparat viel leichter wenn man in 1 Glas #i  $\text{H}^6\text{N}^{[2]}$   
16 u #i S giebt u nun  $\text{H}^2\text{S}$  hineinleiten bis alles S aufgelöst ist; es entsteht  
17 S ammonium worin sich 4 S auflösen; es bildet sich gewöhnlich ein schwarzer  
18 Bodensatz v  $\text{FeS}$ , u [man] kann die Flüssigkt abziehen.  
19 Es ist eine dunkelorange farbige dickliche Flüssigkt, riecht wenig nach  
20  $\text{H}^2\text{S}$ , wird es der Luft sgesetzt, so absorbiert es schnell O u allmähig

**Formel 85**

**Formel 86**

<sup>683</sup> PIERER (1840), Bd 3, 174 dazu: „nach Beguin, Johann (? – ?) [lebte um 1600, vgl. H. SCHELENZ (1962), 406] franz. Arzt und Chemiker zur Zeit Heinrich IV. Beguins Schwefelgeist (spiritus Beguini, Pharm) für Schwefelammonium“

21 xstallisirt sehr viel S heraus, während die neutral reagirende farblose  
 22 Flüssigkt sehr viel unter  $\text{SO}^2$  res Ammoniak enthält. Mit (Wasser) verdünnt  
 23 erleidet die Flüssigkt eine Zersetzung, so bald der Ammoniak völlig ge=  
 24 sättigt worden ist; die Flüssigkt bleibt aber immer gelb; das durch Destillation  
 25 dargestellte giebt einen viel stärkeren Ndrschlg v S; Säuren schlagen das  
 26 natürliche  $\text{S}^4$  nieder, ebenso als [au]s dem  $\text{KS}^5$  u die Metalllösungen geben  
 27 damit höhere S [chwefel]lungsstufen u  $\text{MeS}^5$ , wenn überhaupt die Metalle die 5 S  
 28 metalle geben können. Es wirkt f den thier. Körper giftig u darf nur  
 29 sehr vorsichtig angewendet werden.  
 30 Salpetersaures Ammoniak,  $= \text{H}^8\text{N}^2, \text{O} + \text{N}^2\text{O}^5$ ; man sättigt Ammoniak  
 31 t reiner Salpetersre; dampft man ab bis alles (Wasser) verflüchtigt ist, so er=  
 32 startt der Rückstand zu einer opackten an der Luft ziemlich beständigen  
 33 Salzmasse, bleibt aber (Wasser) dabei, so xstallisirt das Salz in großen durchsichtigen  
 34 Prismen; das xstallisirte enthält 1 aq, u zerfließt an der Luft ziemlich  
 35 leicht; hat man viel  $\text{CaO}, \text{N}^2\text{O}^5$ , so kann man diesen t  $\text{H}^8\text{N}^2, \text{O}, \text{CO}^2$  zersetzen u die  
 36 letzte Spur v  $\text{H}^2\text{S}$  entfernen. Das Salz kann geschmolzen werden ohne sich zu zer=  
 37 setzen, wie der Salpeter, es erstarrt zu einer weißen klingenden Salzmasse.

- 116

01 Bei  $230^\circ \text{C}$  zerlegt es sich in  $\text{N}^2\text{O}$  u 4 Aq; ist die Erhitzung sehr rasch u über-  
 02 steigt  $230^\circ$ , so entsteht  $\text{N}^2\text{O}^3$ , N oxyd u freies Ammoniak.<sup>684</sup> In einem  
 03 glühenden Tiegel zischt es u giebt ein glänzendes Licht; mit Kohle ver-  
 04 pufft es wie Salpeter; löslich in 2 Th kaltem u 1 Th. heißem (Wasser); es erzeugt  
 05 sich Kälte dabey; die Lösung reagirt neutral, manchmal schwach sauer.

**Formel 87**

06  
 07 Schwefelsaures Ammoniak  $= \text{H}^8\text{N}^2, \text{O} + \text{SO}^3 + \text{Aq}$ . direct durch  
 08 Sättigung u Abdampfen erhaltbar; es bildet lange Prismen u hart  
 09 durchsichtige Xstalle; es verändert sich an der Luft nicht leicht schmilzt in  
 10 der Hitze, aber neben dem (Wasser) geht auch Ammoniak weg. Der Rückstand ist  
 11 saures  $\text{SO}^3$ , +aq  $\text{H}^8\text{N}^2\text{O}$ ; es löst welches sich wie  $\text{KO}, 2\text{SO}^3$  darstellen läßt; das  
 12 neutrale liefert t anderen Doppelsalze; löst sich in 2 Th kalt u 1 Th. kochend  
 13 (Wasser) auf. Mit  $\text{Cy}^2, \text{O}$  KO, liefert den künstlichen Harnstoff  $= \text{H}^8\text{N}^2, \text{O} + \text{Cy}^2\text{O}$   
 14 u  $\text{KO}, \text{SO}^3$ . Das trockne Ammoniakgas verbindet sich t  $\text{SO}^3$ , ist aber kein schwefel  
 15 sres Ammoniak u auch nicht schwefelsaures Ammoniumoxyd.

**Formel 88**

16 Schwefligsres Ammoniak <sup>685</sup>  $= \text{H}^8\text{N}^2, \text{O} + \text{SO}^2$  zu bereiten  
 17 durch einfaches Sättigen des Ammoniak t  $\text{SO}^2$  u xstallisiren; es bildet  
 18 6seitige Prismen, ist in gleichen Th[eile]n kalt. (Wasser) flöslich; beim Erhitzen giebt es  
 19 Ammoniak zuerst s u bildet ein sres Salz; es zieht O s der Luft sehr schnell  
 20 an u verwandelt sich in  $\text{SO}^3$  res; wirkt stark reduzierend. u wird eben  
 21 zu diesem pflegt man es frisch zu bereiten oder in Lösung zu halten,  
 22 (wasser)freies  $\text{SO}^2$  u Ammoniak verbinden sich auch zu einer hellgelben Verbindung  
 23 eigenthümlicher Art, die t (Wasser)  $\text{H}^8\text{N}^2, \text{O}, \text{SO}^2$  giebt.

**Zeichnung 25**

24 Kohlensaures Ammoniak <sup>686</sup>  $= 2 \text{H}^8\text{N}^2, \text{O} + 3 \text{CO}^2$ . Das 1fach kohlen-  
 25 sre Salz ist ganz unbekannt u das gew. ist besonders wenn es etwas  
 26 verwittert ist ein Gemenge v  $11/2$  u 2fach kohlensrem Ammoniak u  
 27 schon des größeren  $\text{CO}^2$  Gehalts wegen wirkt es als Reagenz anders.  
 28 Wenn trocken  $\text{CO}^2$  u Ammoniakgas zusammen bringt, so entsteht eine  
 29 eigenthümliche Verbindung; sind die Gase aber feucht, so verbindet sich  
 30 1 vol.  $\text{CO}^2$  t  $11/2$  vol. oder 1 vol. Ammoniakgas u man erhält  $11/2$  oder  
 31 2fach kohlensres. Man bereitet das Salz dadurch daß man Salmiak t meistens  
 32 der doppelten Menge Kreide in einer weithalsigen irdenen Retorde [der Hitze] unter

**Formel 89**

<sup>684</sup> Aktuelle Werte sind Schmelzpunkt  $169,5^\circ \text{C}$  und ab  $170^\circ \text{C}$  Zersetzung, wie beschrieben, in Lachgas und Wasser ( $\text{N}_2\text{O} + 2 \text{H}_2\text{O}$ ).

<sup>685</sup> Ammoniumsulfid  $[(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3]$  ist eine nicht stabile Verbindung und nur als wässrige Lösung stabil.

<sup>686</sup> Ammoniumcarbonat enthält immer Hydrogencarbonat und Ammoniumcarbamat, was sich hier auch an der Formel zeigt.

33 wirft, mit vorgelegten irdenen Vorlagen. Das Salz sublimirt in die  
34 Vorlage u zwar wird hierbei ein Th. v Ammoniak fortgehen weil sich nicht  
35 das 1fach sondern das 11/2 fach kohlenres Salz bildet. Das Wasser welches sich im  
36 Gemisch befindet geht auch t weg, u, man erhält auch nach Verschiedenheit  
37 der angew. Hitzegraden, ein in seinem CO<sup>2</sup> Gehalt abweichendes Salz. Man  
38 pflegt langsam zu feuern, damit die Entweichung des Ammoniak so viel als  
39 möglich verhindert werde; damit das Salz recht fest u xstallinisch werde,

01 die Engl ---[?] das s der Vorlage genomme Salz t CO<sup>2</sup>(wasser) anzusprengen u in  
02 Töpfe zu horten; es entsteht dann 2fach kohlenres Salz, welches xstallinisch ist,  
03 hart u fest. Man sieht an da daß f eine gleichförmige Zusammensetzung des  
04 Salzes nicht zu rechnen ist. Nach der Preuß. Ph. soll man das käufliche Salz um=  
05 kristallisiren was aber ganz nutzlos ist. Aber man muß es gehörig prüfen u  
06 swählen. Wenn der Salmiak so unrein ist oder viel schwefelsres Ammoniak  
07 enthält, so wird das Salz gelb u empyreumatisch u solches findet man im Halse  
08 der Retorde angesetzt.  
09 Eigenschaften; es muß weiß, im frischen Zustand durchscheinendes  
10 rindenförmiges Salz bilden, von fasrig xstallinischer Strucktur; oftmals  
11 bemerkt man glänzende u matte Lagen im Salz, was offenbar vom ungleichen  
12 CO<sup>2</sup> Gehalt herrühren mag; es riecht u schmeckt ziemlich stark ammoniakalisch  
13 ohne allen brenzlichen Nebengeruch; an der Luft u in schlecht schließenden  
14 Gefäßen verwittert es; es entweicht Ammoniak, hauptsächlich u so erhält  
15 man H<sup>8</sup>N<sup>2</sup>O, 2 CO<sup>2</sup>+aq. Dieses riecht wenig ammoniakalisch lößt sich  
16 in [l]eicht Th. kalt. (Wasser) auf u im warmen (Wasser) unter Aufschäumen; das Salz lößt  
17 sich in 2 Th kalt u in weniger als 1 Th heißem (Wasser) auf, wobei die CO<sup>2</sup> entweicht,  
18 die Lösung reagirt alkalisch u riecht schwach nach Ammoniak, ist das Salz gut trocken  
19 u nicht wie häufig naß, so schmilzt es beim Erhitzen in der Platinschaale  
20 gar nicht[, ] nur wenn es etwas (Wasser) enthält bildet sich 1 Kugel. Das hineingelegte  
21 Stück schaukelt in der Pt schaale; es hinterbleibt gar nichts, aber zuletzt  
22 bemerkt gewöhnlich 1 kl. Anflug von Kohle. Wird die (wäss)rige Lösung t Alkohol  
23 versetzt, so bildet sich nach einiger Zeit 1 xstallinischer Ndrschlg u 2fach kohlenres  
24 Ammoniak; bei gehöriger Concentrat. wird die Masse erstarrt u die Masse  
25 hieß Offa helmontii<sup>687</sup> das Salz, daß 2fach CO<sup>2</sup>s Ammoniak, während Aetz=  
26 ammoniak fgelößt bleibt im Alkohol. Mit Salzsre gesättigt u abgedampft  
27 u verflüchtigt, bleibt 1 Spur von Kohle. Mit N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> neutralisirt darf  
28 weder durch BaCl<sup>2</sup> ein Ndrschlg entstehen wegen SO<sup>3</sup>, Ammoniak noch t Ag lösung  
29 vom AgCl<sup>2</sup>, noch v AgS oder ein weiß Ndrschlag durch Aetzsublimat beyde  
30 von unterschweflicher Sre herrührend; man hat Pb darin gefunden, weil man  
31 in England bleierne Vorlagen verwendet, auch kann wohl Fe darin vorkommen;  
32 durch H<sup>2</sup>S wird man in der (wäss)rigen u t Sre gesättigten Lösung sehr leicht jede Metall=  
33 verunreinigung entdecken.  
34 Wässriges kohlenres Ammoniak; es wird durch bloßes Auflösen des Salzes  
35 in (Wasser) bereitet aber es ist verschieden vom alten Präparat; daß das man s Salmiak  
36 t Pottasche destillirte; dieses Destillat ist ein Gemisch v 11/2 kohl Ammoniak t  
37 Aetzammoniak, während KO, 11/2 CO<sup>2</sup> nebst KCl<sup>2</sup> in der Retorde bleibt; das alte  
38 Präparat war also vielmehr kaustisch; die (wäss)rige Lösung des 11/2 kohlen Ammk  
39 hat die Eigenthümlichkeit, daß sie bei längerem Aufbewahren das Glas angreift,  
40 man sieht 1 Menge kleiner Flittern von SiO<sup>3</sup> im Glas schwimmen.

**Formel 90**

01 Brenzlich kohlenres Ammoniak; es ist 11/2 kohlenres Ammoniak t einem

---

<sup>687</sup> Der Begriff leitet sich ab von „offa“ (lat. = Kloß oder Stück) und von dem Arzt Johann Baptiste van Helmont (1577–1644);  
J. LIEBIG (1843), Bd 1, 328 gibt gleiche Beschreibung.

02 versehentlichen Gehalt an thierischem Oel. Bei der trockenen Destillation der  
 03 Knochen erhält man 1 kohlenres Ammoniak welches t Theeratigen thieroel ge-  
 04 tränkt ist; dieses Salz wird nun nach der Vorschrift einiger Pharmacop.  
 05 unter Zusatz v Kreide, Galus, Kohle fs neue sublimirt; natürlich  
 06 wird das Präparat sehr verschieden sfallen je nach den Beimengungen des  
 07 thier. Oeles. Es ist daher eine andere Vorschrift vorzuziehen nemlich  
 08 reines kohlsres Ammoniak t einer bestimmten Menge dippellischen Oel<sup>688</sup> zu sublimieren.  
 09 Oder auch Salmiak, Kreide u dippellischen Oel; das Salz muß in sehr gut schließenden  
 10 Gefäßen an einem kühlen Orte fbewahrt werden; weil nicht blos das Ammk  
 11 sondern auch das Oel sehr schnell daraus entweicht; das Salz muß schwach gelb=  
 12 liche, feuchte, xstallinische Rindenstücke bilden; ganz weiß stark xstallinisch  
 13 oder zu einem weißen Pulver zerfallen[;] ist es verdorben; es muß stark  
 14 nach Ammoniak u thier. Oel riechen; für sich oder t Salzsre gesättigt u dann  
 15 verflüchtigt muß es eine restliche Kohle geben; in (Wasser) sich leicht flösen  
 16 u als dann eine schwach gelbliche Lösung bei nicht starker Verdünnung geben.  
 17 Das Empyreum erkennt man durch Ag lösung.  
 18 Die wäßrige Lösung des Salzes in Wasser; ist die einfachste u  
 19 beste Darstellung, nach der preuß. Pharm. wird die Flüssigkt von der Destillation  
 20 der Knochen vom Theroel befreit u zur Hälfte rectificirt; hierbei  
 21 soll alle  $H^2Cy^2$  u  $H^2S$  im Rückstande bleiben; die reingelbe klare  
 22 Flüssigkt setzt noch langsam 1 Bodensatz ab, welcher wahrscheinlich Kohle  
 23 ist; nach der preuß Pharm. 1,050 1,060 spec. Gew. haben, abge-  
 24 dampft verflüchtigt sich die Flüssigkt ganz unter Abscheidung von Kohle.  
 25 Die Flüssigkt riecht ziemlich stark, reagirt stark alkalisch; mit  $AgO, N^2O^5$   
 26 versetzt u hierauf t  $N^2O^5$  schwach angesäuert wird die Flüssigkt sogleich  
 27 roth u nach 24 Stden dunkelpurpurroth, offenbar wegen Einwirkung  
 28 des Oels f das Silbersalz; einen Ndrschlg v  $AgCl^2$  oder  $AgCy^2$  bemerkt  
 29 man hierbey nicht. Mit Eisenchlorid versetzt u dann mit Salzsre ange=  
 30 säuert erscheint die Flüssigkt bräunlich u klar; s dieser setzt sich aber nach  
 31 24 Stden 1 schwärzlicher oder ganz schwarzer Ndrschlag aber der aber kein  
 32 berliner blau ist. Wenn man  $FeO, Fe^2O^3$  anwendet u selbst KO zu=  
 33 fügt so erhält man ebenfalls den schwarzen oder gräulich schwarzen  
 34 Ndrschlag; es läßt sich hiernach nicht t Gewißheit sagen, ob das Präparat  
 35 vom  $H^2Cy^2$  frei ist.

- 119

# 01 Alkalimetalle

02 Kalium = K = 1 at = 1 aeq = 48,9916 dieses Metall findet sich außer-  
 03 ordentlich verbreitet in allen 3 Naturreichen<sup>689</sup> aber immer im Zustand v Salzen; man  
 04 kann es s Hydrat darstellen, w[ie] Humphray Davy<sup>690</sup> 1807 durch die voltaische  
 05 Säule<sup>691</sup>; später zeigte Gay-Lussac<sup>692</sup> daß wenn man in einem gebogenem Flintenlauf  
 06 KO ag mit Fe draht glühte, das als dann unter Entweichen v H gas K überdestillirte u im  
 07 Steinoel<sup>693</sup> fgefangen werden konnte, es entstand  $Fe^2O^3$ , FeO. Es wurde dann ferner  
 08 empfohlen KO,  $CO^2$  t Kohle in einem geradem Flintenlauf vor einer Eße zu glühen,  
 09 wenn man nun in den Flintenlauf eine polirte eiserne Stange steckt f kurze Zeit  
 10 so schlägt sich das reduzierte K daran nieder; den Stab taucht man schnell in Steinoel  
 11 u schabt das K herunter. Diese leichte Produktion des K befolgt man auch jetzt noch  
 12 aber t verändertem Apparate. Man bringt in eine große eisene Flasche, worin

<sup>688</sup> F. P. DULK (1833), Bd 2, 650 bemerkt dazu, dass das Präparat dem „*Oleum animale aethereum*“ entspricht.

<sup>689</sup> Gemeint sind hier Tier-, Pflanzen- und Mineralreich; diese repräsentierten damals zugleich die Unterschiede von organischen und anorganischen Substanzen.

<sup>690</sup> Humphry Davy (1778–1829) war englischer Chemiker, vgl. G. BUGGE (1929), Bd 1, 405f.

<sup>691</sup> Ein von Alessandro von Volta (1775–1827) entdecktes System zur Gleichstromgewinnung, das als die erste Batterie betrachtet wird.

<sup>692</sup> Joseph Louis Gay-Lussac (1778–1850) lehrte als französischer Chemiker in Paris, vgl. G. BUGGE (1929), Bd 1, 386f.

<sup>693</sup> Heutiges Wort für „Steinoel“ ist Erdoel.

13 Hg s Idria<sup>694</sup> verschikt[?] wird u füllt diese beinahe an mit verkohltem Weinstein  
 14 dem man vorher noch 1/100 Holzkohlenpulver zugefügt hatte in der Absicht das Schmelzen  
 15 des verkohlten Weinstein zu verhindern. Die Flasche wird horizontal in einem  
 16 gut ziehenden Ofen gelegt, so daß dieselbe vom Feuer von allen Seiten umspült  
 17 werden kann; an die Flasche wird ein eisernes Rohr geschraubt, welches in einem Blech=  
 18 kasten mündet der als Vorlage dient u ein wenig Steinoel enthält. Der Kasten  
 19 wird t Eis abgekühlt; aber in den Kasten wird eine Röhre eingesetzt, welche  
 20 abgesperrt wird durch Steinoel; durch ein Glasrohr wurde dem CO ein Ausgang gegeben  
 21 u mittelst eines eisernen Drahtes, welcher der Mündung des Flasche entgegen gesetzt ist,  
 22 kann man den Hals der Retorde von Zeit zu Zeit fboren; wenn es[er] sich verstopft, diese  
 23 verstopfende Masse ist aber nicht reines K, sondern K mit CO, nebst K; wenn  
 24 diese Masse für sich erhitzt wird, so destillirt K ab, aber es bleibt immer eine  
 25 große Menge desselben unverändert, Liebig meint sie sei  $2K + 7CO$ . Wird  
 26 sie mit (Wasser) übergossen, so erhält carbonsrs KO u oxulsrs KO; man muß sich  
 27 sehr in Acht nehmen, die Masse t Feuchtigkeit in Berührung zu bringen. Das  
 28 K muß jedesmal fs Neue destillirt werden, s einer irdenen Retorde, die man  
 29 mit Steinoel absperirt; man erhält durch diese Destillation das K in Tropfenform  
 30 wenn es im Handel vorkommt; es wird unter Steinoel fbewahrt u es verändert  
 31 sich nur wenn das Steinoel (Wasser) enthält, oder wenn viele atmosphärische Luft dazutritt.  
 32 Das K ist ein zinnweißes stark metallisch glänzendes Metall; spez. Gew. + 150  
 33 = 0,8651 das K schwimmt daher f dem (Wasser) indem es sich f Kosten des (Wass)ers oxydirt  
 34 bei 00 ist es blättrig, bei + 150 ist es weich wie Wachs bei 250 sehr weich u  
 35 bei + 55 ist es flüssig; vor dem Rothglühen verflüchtigt sich das Metall in  
 36 Form eines grünen Gases u das Met[all] kondensirt sich zu Tropfen. Große Massen  
 37 verbrennender Kohle geben immer alkalische Dämpfe. Das K leitet die Elektrizität u  
 38 Wärme wie andere Metalle; es oxydirt sich an der Luft sehr schnell zu KO  
 39 welches weiß wird u KO,ag bildet; man kann es nur unter Steinoel fbe=  
 40 wahren; bis zum Schmelzen erhitzt in O verbrennt es mit rötlichem Lichte zu KO; stärker  
 41 erhitzt geht dies in Superoxyd über; das (Wasser) wird t größter Schnelligkt davon zerlegt.

**Formel 91**

**Zeichnung 26**

-120-

01 es entsteht KO, welches zu einer Kugel schmilzt, zuletzt verbindet es sich t (Wasser)  
 02 unter einer kl. Explosion, man kann immer nur Linsengroße Stücke ohne Gefahr  
 03 in (Wasser) bringen; das K zerlegt alle Verbindungen in der Siedehitze.  
 04 Die Halogene verbinden sich t äußerster Energie damit, gegen Alle übrigen  
 05 Metalle erhält es sich + el[ectisch]; t Hg gibt es ein Amalgam.  
 06 Kaliumsuboxyd: dieses ist vielleicht  $K^2O$ , vielleicht auch nur 1 Gemenge  
 07 von KO + K ,bläulichgrau, spröde, leicht in KO übergehend; es bildet sich  
 08 wenn das K sich unvollkommen oxydirt.  
 09 Kaliumoxyd = KO durch Oxydation des K t einer genau [au]sreichenden  
 10 Menge O gas, oder durch Erhitzen von 1 at KO+ag K, wenn  $K^2O$  sehr stark  
 11 geglüht wird so verliert es den überschüssigem O; es ist eine hellgraue harte  
 12 spröde Substanz von muschligem Bruch, die erst in starker Rothglühhitze schmilzt  
 13 u [bei] Weißglühhitze flüssig ist; in der Luft wird es weiß u zerfließt dann.  
 14 Bringt man = 1 at KO u (Wasser) zusammen, so geht die Verbindung t außerordentlicher  
 15 Heftigkt vor sich die Masse kommt in glühenden Fluß; wenn die Mengen ziemlich  
 16 groß sind, so erfolgt eine Explosion; das KO ist die einzige Salzbase des KΘ.  
 17 Kaliumsuperoxyd,  $KO^3$ . Wenn man K in O oder Luft bis 800 erhitzt, so  
 18 entsteht diese Verbindung; es entsteht auch in kl. Menge, wenn man KO + ag  
 19 unter einen Strom v O gas oder auch lange Zeit an der Luft erhitzt etwas/ so ent-  
 20 steht  $KO^3$ ; es kann sich also auch im KO,ag [bilden], ebenso wenn man Salpeter in einer  
 21 eisern Röhre verschlossen erhitzt. Dies Oxyd ist gelb, schmilzt u erstarrt zu  
 22 einer schuppig xstallinischen Masse und erst im heftigen Rothglühfeuer verliert es  
 23  $O^2$ . Beim Erhitzen t brennbaren Stoffen, selbst Pt oxydirt es diese.  $H^2Cl^2$

**Formel 92**

<sup>694</sup> Idria zählt als Fundort von Quecksilber in der Krain, vgl. hierzu J. F. GMELIN (1974), Bd 1, 394.

24 giebt damit  $\text{Cl}^2$  gas u  $\text{SO}^3$  entwickelt O daraus; mit (Wasser) zusammengebracht  
 25 giebt KO, u O.  
 26 Aetzkali; wir können für die Praxis unterscheiden 1.) KO+aq,  
 27 geschmolzenes Aetzkali; 2.) KO+aq + 2 aq. trockenes Aetzkali, genauer  
 28 3 atomiges KO+aq; 3.) KO, aq + 4 aq xstallisiertes KO, aq; 4.) Kalihydrat  
 29 KO, aq + 7 aq Aetzkallauge von 1,32 sp. Gew.<sup>695</sup> u durch eine Formel sgedrückt  
 30 KO, aq + 13aq. Hierin sind 263/10 % KO u. man erhält es durch Auflösen  
 31 von 1 Th. des 1 at. Hydrats in 2 Th (Wasser); Es ist nicht leicht 1 ganz reines KO darzustellen,  
 32 weil man entweder kein reines KO, Salz verwendet oder weil die Lösung durch  
 33 den benutzten CaO verunreinigt wird. Wenn 1 A[u]flsg v KO,  $\text{CO}^2$  t CaO  
 34 versetzt wird, so entsteht bekanntlich  $\text{CaCO}^3$ . Das KO wird ätzend<sup>696</sup>. Da das KO  
 35 zu der  $\text{CO}^2$  eine sehr große Verwandtschaft hat, so muß man die Menge des  
 36 CaO noch mal so groß nehmen als zur Sättigung des  $\text{CO}^2$  nöthig ist; es ent-  
 37 steht immer ein basisches CaO,  $\text{CO}^2$  welcher sehr schwammig u voluminös ist. Wenn man  
 38 viel (Wasser) verwendet, so wirkt das KO zurück f den CaO,  $\text{CO}^2$  u es wird wieder  
 39  $\text{CO}^2$  haltig; verwendet man organ. Stoffe bei der Bereitung an, so wird die

**Formel 93**

- 121-

01 Lauge gefärbt. Man nimmt am Besten nach unserem Heinrich 500 Grm CaO  
 02 u gießt 250 Gramm (Wasser) darauf; ist der CaO zu Pulver zerfallen u ganz gleichförmig-  
 03 so löst man 400 Gramm gereinigter Pottasche in 5000Th. (Wasser) in einen eisernen  
 04 Kessel auf, bringt diese Lösung ins Kochen u trägt nun Löffelweise das  
 05 obrige CaO P [Pulver] hinzu, indem man es einstreut; es wird das CaO P f diese  
 06 Weise vollständig in 1fach CaO,  $\text{CO}^2$  verwandelt, daher pulverig, die  
 07 Flüssigkt wird nicht dick; ist Alles eingetragen, ohne das Sieden zu unter-  
 08 brechen, so kocht man noch 1/2 Stde lang gelinde, indem man das verdampfte  
 09 (Wasser) wieder ersetzt; man filtrirt 1 kl. Probe durch weißes Papier fügt  
 10 1 =[gleiches] vol. (Wasser) hinzu u setzt nun ebensoviel Kalk(wasser) hinzu; man kann die Probe  
 11 wiederholen bis die Flüssigkeit klar bleibt u keine  $\text{CO}^2$  anzeigt. Sollte  
 12 man nicht zum Ziele kommen, so muß man dann 1 kl. Menge CaO ablöschen  
 13 u eintragen, die Flüssigkt enthält noch etwas überflüssiges CaO fgelöst.  
 14 Gießt die Lauge durch einen Spitzbeutel von Leinwand, u die Lauge welche  
 15 anfangs trübe durchläuft läßt man [nicht] trübe sein, sondern schüttet sie nach  
 16 einigem Erkalten in 1 Flasche; nach dem Ablaugen leert man den Beutel s  
 17 u kocht den Rückstand t 2500 Gram (Wasser), filtrirt abermals. Die erste Lauge  
 18 ist gewöhnlich die reinere u concentrirtere; die Letztere kann  $\text{Al}^2\text{O}^3$  u  $\text{SiO}^2$   
 19 s dem CaO enthalten; in der Regel schüttet man sie zusammen u hebt sie  
 20 -in einem grünem Glase t Korkstöpsel auf. Man kann sie nun wenn sie klar  
 21 ist gebrauchen zu den meisten chem. Versuchen; sie enthält gewöhnlich 1wenig  
 22 CaO, oder wenn nicht 1 bischen  $\text{CO}^2$ ; das CaO hat die Flasche innen ueberbezogen  
 23 u schützt die Lauge vor Verunreinigung v  $\text{SiO}^3$ . Will [man] sie absolut ätzend  
 24 haben sie[so] muß [man] sie mit 1wenig überschüssigem CaO behandeln. Soll sie CaO  
 25 frei sein, so muß man 1wenig KO,  $\text{CO}^2$  zusetzen.  
 26 Das flüssige Aetzkali wird bereitet indem man die geklärte Lauge  
 27 in einem eisern Kessel oder sehr guten Porzellanschaale eindampfen  
 28 möglichst sehr bis das Spez. Gew. = 1,32 33 ist; rührt nun t Fe oder Porzellan  
 29 um; die Lauge schüttet man dann in 1 grüne Flasche u läßt sie stehen;  
 30 es setzten sich ab  $\text{SO}^3$ , KO, KO,  $\text{CO}^2$ , CaO,  $\text{CO}^2$  aber Kali bleibt in der Lauge.  
 31 Soll diese Lauge weiter verarbeitet werden, so muß sie in einer ~~eisernen~~  
 32 silbern Schaale behandelt werden; man dampft sehr rasch ein u wenn ein  
 33 herausgenommener Tropfen f 1 Blech erstarrt u nun sgegoßen wird[,], so be-  
 34 bekommt man trockenes Aetzkali, aber von ungleichem (Wasser)Gehalt; besser ist  
 35 das geschmolzene in Stangen.

<sup>695</sup> Kalilauge mit der Dichte von 1,32 g/ml ist nach heutigen Angaben 32,78 %ig an KOH (hier = 31 % = KO, aq + 7aq Mol-Gew. 56 + 7 x 18) und 27,53 %ig an  $\text{K}_2\text{O}$  (hier = 26,3 %, Zeile 30).

<sup>696</sup> Heutige Formel ist  $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = 3 \text{KOH} + \text{CaCO}_3$ ; dies entspricht der damaligen Darstellung.

36 -Wenn man die geklärte conc. Lauge, 1,33 sp. Gew. in einer silbern Schaale  
37 eindampft u nun den Rückstand so stark erhitzt bis er ruhig wie Oel fließt, wobei  
38 sich  $\text{CO}^2$ ,  $\text{SO}^3$ , salzsrs Kali oben absetzen, so ist der Rückstand genau das 1 atomige  
39 Hydrat; man gießt dies schmelzende Hydrat in Formen von reinem Silber oder

01 Speckstein<sup>697</sup>. Die Glasstangen werden in Gläsern t guten Korken fbewahrt  
02 Wenn die Lauge bis zur Sýrupdicke abgedampft u t der doppelten Menge  
03 Alkohol vermischt wird, so lößt sich nur das  $\text{KO},\text{aq}$  darin auf; wird die (wäss)rige  
04 Lösung in einer silbern Schaale schnell abgedampft u dann ebenfalls geschmolzen,  
05 so erhält man auch sehr reines  $\text{KO},\text{aq}$ . Allein es ist entweder lwenig grau  
06 von Kohle s dem zugesetzten Alkohol oder es enthält  $\text{CO}^2$ ,  $\text{KO}$ . Dieses Aetz-  
07 kali hieß sonst Weingeistkali, Potasse á Alkohol.  
08 Eigenschaften; es ist eine ganz weiße f dem Bruche xstallinische Masse  
09 meistens in den Formen des Höllensteines; jede Färbung rührt von  
10 organ. Substanzen oder Metalloxyden [her] ; es ist ohne Geruch aber sehr scharfem  
11 aetzendem Geschmack, ~~eb-blos~~ ?] indem die organ. Substanzen schnell zer-  
12 stört werden, es schmelzt unter der Rotglüthitze u verdampft in starker  
13 Rothglühhitze in weißen Dämpfen; es schäumt beim Schmelzen nicht mehr  
14 f gerade wenn es 1 at (Wasser) enthält; es wirkt beim Schmelzen f Glas, Porzellan  
15 u die meisten Metallen nur nicht f Ag ein u wirkt entweder blos als  
16 starke Salzbasis oder durch das (Wasser) werden auch Metalle oxydirt, z.b. Platin.  
17 Es kann durch blose Erhitzung sein (Wasser) nicht verlieren, aber natürlich  
18 treiben Sren oder überhaupt - e l. Körper das (Wasser) aus; es zerfließt an der  
19 Luft t größter Leichtigkt indem es (Wasser) u  $\text{CO}^2$  fnimmt, bedarf nur 1/2 Th zur  
20 vollständig Lösung; es wird dabei Wärme entwickelt. Wenn aber das  
21 xstallisirte t 7[4] Th. Schnee vermischt wird, so entsteht eine Kälte (starke). Das  
22 gemeine KO lößt sich wohl t Trübung f, von  $\text{CaCO}^2$  oder  $\text{Fe}^2\text{O}^3,\text{aq}$ . Das  
23 reine Hydrat entwickelt beim Aflösen viele Luftblasen, v O gas wegen  
24 beigemengtem Superoxydhýdrat. Es ist sehr leicht in Alkohol löslich selbst  
25 in starkem.  $\text{SO}^3$ , Salzsres, oder  $\text{N}^2\text{O}^5$ , Kali bleiben fest zurück.  $\text{KO},\text{CO}^2$  lößt  
26 sich aber im (Wasser) des Alkohols f u sondert sich als eine schwere Flüssigkt ab. Die  
27 Lösung wird bei Digestion<sup>698</sup> bräunlich indem der Alkohol zersetzt wird, uhnge-  
28 fähr wie Alle indifferenten organ. Körper. Die Lösung giebt t  $\text{CaO}(\text{wasser})$  u ebenso-  
29 viel destillirt (Wasser), gewöhnlich eine Trübung v  $\text{CaO},\text{CO}^2$ ; aber diese Trübung muß  
30 nicht sehr stark sein. Die t  $\text{N}^2\text{O}^5$  angesäuerte Flüssigkt, welche ohne starkes  
31 Abbrausen entstehen muß, ist t Ag u BaCl Lösung zu prüfen.  $\text{SO}^3$  oder Sal[peter]sr  
32 findet man selten, aber Spuren von  $\text{KCl}^2$ , möglicherweise auch vom  $\text{KC}^2$ .  
33  $\text{CaO}$  wird man leicht durch  $\text{KO},\text{Ö}$  finden. Metalle durch  $\text{H}^2\text{S}$ . Es können Fe  
34 Cu, Pb, Sn wohl darin vorkommen. Die Ätzkaliflüssigkt ist wie s  
35 dem angeführten folgt, gewöhnlich reiner v  $\text{KO},\text{CO}^2$ , übrigens aber natürlich  
36 nicht verschieden vom geschmolzenem.  
37 Die Kalitinktur<sup>699</sup> ist eine Lösung des  $\text{KO},\text{aq}$  in ganz starkem Alkohol  
38 es scheiden sich bei der Auflösung s, alle fremden Beimengungen u die Lösung  
39 ist anfangs farblos, gewöhnlich aber soll sie in einem Kolben s Glase  
40 über Bündel durchgesteckter Nadeln digerirt werden, bis die Lösung gesättigt  
41 roth erscheint; es wird hierbei unter Afnehmen von O s der Luft, s dem

01 Alkohol bedildet, Huminsren,  $\tilde{\text{A}}^{700}$ ,  $\text{Fö}^{701}$ ; also dasselbe wenn man KO, f Pflanzen

<sup>697</sup> Speckstein ist ein sich fettig anzufühlender, dichter Talk (Magnesiumsilikat), der im Labor als relativ innertes Material verwendet wurde, vgl. H. LÜSCHEN (1968), 330.

<sup>698</sup> Auslaugung, Auszug

<sup>699</sup> „Tintura kalina“ entspricht heute einer ca. 15 %igen alkoholischen Kalilauge, vgl. W. SCHNEIDER (1968), Bd 3, 160.

02 basen einwirken läßt. Eine Verschiedenheit der Vorschriften besteht, noch so,  
 03 daß man das trockene KO, also das 2te Hydrat, bald das geschmolzene vorschreibt.  
 04 Das Präparat muß in Gläsern t wenig verschließenden Glasstöpseln  
 05 fbewahrt werden, denn das KO lößt das Glas sehr leicht auf, so daß der Stöpsel  
 06 förmlich eingekittet wird; wenn die Luft fortwährend Zutreten kann, so  
 07 sondert sich eine schwere Schicht ab, v KO,CO<sup>2</sup>. Es soll nach der preuß. Pharm.  
 08 [eine Dichte von] 0,904 haben. Am genauesten würde [dies] die Sättigungsstärke der Tinktur sein.  
 09 Kohlensaures Kali = KO,CO<sup>2</sup> einfaches oder neutrales; zum  
 10 Unterschied von anderen Gemengen des KO,CO<sup>2</sup> t andren Salzen wird es  
 11 sehr zweckmäßig Weinsteinsalz<sup>702</sup> genannt; oder auch reines aus Weinstein.  
 12 Nitrum fixum ist ganz gleich bedeutend, weil diese Salze gewöhnlich ver-  
 13 unreinigt sind. Nach Heinrich<sup>703</sup> bereitet man am billigsten u leicht das eine  
 14 so leicht es nun darzustellen ist, indem man guten Xstalle v Weinstein 1 paar  
 15 mal f einem Siebe t kaltem (Wasser) abspült, um den CaO,Tr[Calciumtartrat] wegzuschaffen, übrigens  
 16 kommt nicht viel hierauf an. Die trockenen Xstalle schüttet man in einen  
 17 wohl zu bedeckenden Schmelztiegel, den man vorher t Kartoffelamylum [-stärke]  
 18 [au]sgestrichen u getrocknet hat; man macht 1 bischen Kleister u trockenes  
 19 Kartoffelamylum hinein; siebt auch das Amylum u fügt etwas kaltes  
 20 (Wasser) hinzu, erhitzt nun den fest angefüllten Tiegel zwischen glühende Kohlen  
 21 so lange bei schwachem Rothglühen bis keine Dämpfe mehr entweich[en], u beim  
 22 Afheben des Deckels blos 1 blaues Flämmchen von CO erscheint; es muß die  
 23 organ. Substanz vollkommen zerstört sein, aber wenn man allzu lange glüht  
 24 so verflüchtigt man K als KO, oder bewirkt eine Verunreinigung s SiO<sup>3</sup>  
 25 der Tiegel muß bedeckt bleiben bis er ganz erkaltet ist; wenn man  
 26 den Tiegel umstürzt, so fällt der verkohlte Weinstein, umzogen von der Kohle  
 27 des Amyl[um] heraus; man gießt nun in einen blanken eisernen Kessel oder  
 28 Schaale von gutem Porzellan die kohlige Masse t destillirt (Wasser), u zieht nun  
 29 die Masse mehrere male t Wärmeanwendung s; man darf nur durch ge-  
 30 bleichte reine Leinwand, oder gebleichtes Filtrirpapier filtriren. Wenn  
 31 das meiste KO fgezogen ist, so lößt sich noch CaO [mi]t [au]f, weil durch die Kohle  
 32 Aetzkali u Aetzkalk entstehen, es wird daher die Flüssigkt ganz u gar trübe,  
 33 es kommt darauf an diese Beimengung von CaO möglichst vollständig [zu] trennen.  
 34 Wenn man die Flüssigkt so weit eindampft bis das Salz fest wird, das Salz kalt rührt  
 35 so kristallisirt das Weinsteinsalz; gießt nun wieder 2 Th. (Wasser) darauf u filtrirt nun durch  
 36 weißes Papier man scheidet f diese Weise den völlig in CO<sup>2</sup> res Salz umge-  
 37 wandelten CaO vollkommen ab, u auch die Spur von Si die sich gewöhnlich darin  
 38 findet. Wenn man so wie angeführt verfährt erhält man 33-32 % reines Kali;  
 39 wird aber das Brennen des Weinsteins zwischen Kohlen vorgenommen, so  
 40 bekommt man nur 20 %. Wird vorher Weinstein verkohlt, so wird das Product[?Preparat]  
 41 immer Cy<sup>2</sup> haltig; das Verpuffen v Weinstein t Salpeter oder durch Glühen

-124-

01 von Kohle t Salpeter taugt ebenfalls nicht, entweder bleibt das Salz t N<sup>2</sup>O<sup>3</sup>  
 02 verunreinigt oder bei heftigem Glühen entsteht Si oder Cy<sup>2</sup>. Der Vorschlag  
 03 xstallisiertes KO,Ö anzuwenden ist nicht practisch.  
 04 Eigenschaften: Das KO,CO<sup>2</sup> in (wasser)leerem Zustande ist ein weißes erdiges  
 05 Salz; es kann aber t 2 At aq in rhomb. Oktaedern xstallisiren, wird  
 06 das xstallisirte Salz erhitzt, so verliert es das (Wasser) ohne ganz zu zerfallen u

---

700 Abkürzung für Essigsäure oder Acetat

701 Gemeint ist hier wahrscheinlich das Formaldehyd, das sich bei dieser Mischung bildet.

702 Kaliumcarbonat (K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) wurde damals durch Glühen von Weinstein (Kaliumhydrogentartrat) gewonnen, auch wurde es mit Salpeter (KNO<sub>3</sub>) verpufft; beides wird ausführlich beschrieben. Auch „Nitrum fixum“ ist einer der vielen Bezeichnungen.

703 Gemeint ist hier wahrscheinlich Wackenroder selbst, den Sänger hier in kamaradschaftlicher Art dutzt. Es könnte sich aber auch um August Wilhelm Heinrich (1818–1892) handeln, der ein Assistent von Liebig war, vgl. H. SCHELENZ (1904), 670.



07 daher bildet das gewöhnlich Salz ein körniges Pulver; es schmilzt in ziemlich  
08 hoher Rothglühhitze ohne eine Veränderung zu erleiden, aber beim Weißglühen  
09 verflüchtigt es sich unverwandelt, schmeckt u reagirt alkalisch[,] wirkt  
10 aber wenig aetzend. An der Luft zieht es schnell Feuchtigkeit u zugleich  $\text{CO}^2$  [an].  
11 Das Salz wenn es abermals fgelöst war ist wohl in der Regel ganz genau  
12  $\text{KO}+\text{CO}^2$ ; sonst kann es auch wohl etwas weniger  $\text{CO}^2$  enthalten; in Alkohol  
13 unlöslich, entzieht aber dem Alkohol (Wasser) u lößt sich auf, bildet dann eine oel-  
14 artige Schicht unter dem Alkohol, gerade wie unter der Lsg von KO; es ver-  
15 liert das Salz sein  $\text{CO}^2$  sehr leicht durch Sren; auch durch sehr schwache Sre  
16 wie Harnsäure; sind die Säuren aber schwach u kocht man die Flüssigkt  
17 nicht, so bildet sich  $\text{KO},2\text{CO}^2$ ; das 2te At. des  $\text{CO}^2$  wird sehr leicht vom Salze  
18 aufgenommen<sup>704</sup>; wenn man daher 1 sehr verdünnte Lösung hat u sie genau  
19 neutralisirt, so bekommt man zwar nicht ganz, doch ziemlich genau die Hälfte  
20 des KO an  $\text{CO}^2$  gebunden zu  $\text{KO},2\text{CO}^2$ . Mit Kohle geglüht wird es  
21 aetzend indem sich dann  $\text{CO}^2$  in CO verwandelt, die Halogene scheiden die  $\text{CO}^2$   
22 ab, u so auch der S beim Schmelzen. Bei der Prüfung desselben muß man  
23 f eine völlig weiße Farbe sehen; manchmal ist es glänzend, xstallisch.  
24 Das kristallinische hängt von einem (Wasser) Gehalt ab; es lößt sich in 2,4 Th. (Wasser)  
25 vollkommen leicht u farblos f; eine Trübung kann v  $\text{CaO}$  oder  $\text{SiO}^3$  herrühren.  
26 Die Lösung reagirt alkalisch; mit  $\text{N}^2\text{O}^5$  schwach angesäuert muß die  
27 Flüssigkt klar bleiben u kein  $\text{SiO}^3$  absetzen; die Lösung muß kein  $\text{H}^2\text{S}$   
28 entwickeln; die sre Lösung darf keine Trübung geben t Ag lösung; eine sehr  
29 geringes opalisieren findet man sehr leicht weil es ungemein schwer ist  
30 jede Spur v  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  fern zu halten. Im Weinstein findet sich kein  
31  $\text{KCl}^2$  u man kann es absolut rein darstellen; übrigens kann  $\text{Cy}^2$  die Ursache  
32 sein u um das zu finden vermischt man die (wäss)rige Lösung t  $\text{FeO},\text{SO}^3$   
33 u nach einigem Kochen säuert man die Flüssigkt t Salzsäure an, es darf sich daraus  
34 nicht 1 Spur v Berlinerblau<sup>705</sup> absetzen; man hat dann rohen Weinstein zur  
35 Bereitung angewendet hatte. Die angesäuerte Lösung soll t  $\text{BaCl}^2$  keine  
36 Trübung geben. Mit Aetzammonium vermischt soll beim längeren  
37 Stehen keine Trübung v  $\text{SiO}^3$  entstehen. Mit überschüssiger  $\text{SO}^3$  versetzt  
38 u dann t  $\text{FeOSO}^3$  darf keine Spur v  $\text{N}^2\text{O}^3$ <sup>706</sup> sich zeigen. Weder die alkalische  
39 noch [die] sre Lösung darf irgendwie t  $\text{H}^2\text{S}$ ,  $\text{KCy}^2$ ,  $\text{FeCy}^2$ , Tr einem Metallgehalt  
40 verrathen. Das  $\text{CaO}$  läßt sich leicht entdecken durch  $\text{KO},\text{Ö}$  nach neutralisiren  
41 mit Salzsäure.

-125-

01 Kohlensr. Kaliflüssigk[ei]t. Ehedem bereitete man sie durch zerfließen  
02 des Salzes an einem feuchten Orte; neben (Wasser) wurde noch  $\text{CO}^2$  fgenommen  
03 u daher ist diese Flüssigkt  $\text{CO}^2$  reicher als das neue Präparat; jetzt nimmt  
04 man 1 Th. Salz u 2 Th. (Wasser). Wenn man nur eine Lösung der gereinigten Pottasche  
05 verwendet, so weicht das Präparat sehr ab; die möglichst concentr. Lösung  
06 des  $\text{KO},\text{CO}^2$  hat 1 spez. Gew = 1,54 enthält 48,8 %  $\text{KO},\text{CO}^2$ <sup>706</sup> ist oelartig  
07 u siedet bei 113o C. Man soll die Lösung nicht allzu lange in Glas f be-  
08 wahren, sie nimmt sonst  $\text{SiO}^3$  auf.  
09 Gemenge des  $\text{KO},\text{CO}^2$  mit Verme[?]ltem des  $\text{KO},\text{CO}^2$ <sup>707</sup>, = gereinigte Pottasche  
10 dieses Salz ist beim möglichst guter Beschaff[en]ht 1 fäch  $\text{KO},\text{CO}^2$  t einer  
11 kleinen Menge an  $\text{KO},\text{SO}^3$ . Zuweilen auch ganz frei davon, aber immer  
12 t ziemlich viel  $\text{KCl}^2$ , ( $\text{SiO}$ ,  $\text{FeO}$ ) u vielleicht auch t  $\text{KO},\text{P}^2\text{O}^5$ . Die Gewinnung  
13 der Pottasche geschieht f verschiedenen Art; die Asche der Pflanzen, so in Polen wird

<sup>704</sup> Hier wird deutlich unterschieden zwischen Carbonat und Bicarbonat,  $\text{M}(\text{I})-\text{CO}_3$  und  $\text{M}(\text{I})-\text{HCO}_3$ ; dem alkalischen und dem neutralen Salz.

<sup>705</sup>  $\text{KFe}(\text{II})-[\text{Fe}(\text{III})-(\text{CN})_6]$  auch Turnbells-Blau wurde von einem Berliner Maler entdeckt; daraus stellte man zuerst die Blausäure her, vgl. M. SCHMIDT (1967); Bd 2, 58.

<sup>706</sup> Der heutige Wert einer Kaliumcarbonatlösung mit der Dichte von  $1,54 \text{ g/cm}^3$  ist 50 %ig.

<sup>707</sup> Undeutlich geschrieben; daher im Sinne von mehligem, also sehr feinem Pulver zu betrachten.

14 t (Wasser) in der Kälte sgelaugt, wendet man heißes (Wasser) an so muß nothwendig  
 15 s der Asche  $P^2O^5$  fgenommen [werden]; die Lauge wird in gußeisernen Gefäßen einge-  
 16 dampft, calcinirt bis sie weiß geworden; es findet aber noch  $MnO$  u färbt  
 17 die Pottasche ziemlich blau,  $FeO$ ,  $CaO$  finden sich auch, u immer eine große Menge  
 18  $SiO[^3]$ . Die Illirische<sup>708</sup> Pottsche enthält am meisten  $KO, CO^2$ . Die Nordamerikaner  
 19 fügen beim Calcinieren Aetzkalk u Sand hinzu, diese ist daher auch manchmal stein  
 20 hart u immer aetzender u schärfer v  $KO$ , als die russische u illirische; man unter-  
 21 scheidet Holzasche von der Weinstein[?]asche, oder nach den Ländern; der Hauptunterschied  
 22 liegt immer im verschiedenen Gehalt v  $KO, CO^2$ , welche in der besten 85 % [au]smacht,  
 23 in der schlechten manchmal nicht die Hälfte. Die Reinigung wird am besten  
 24 s einer solchen vorgenommen, worin so wenig  $Cl^2K$ , als möglich enthalten ist  
 25 weil dieses Salz am schwersten zu trennen ist; man übergießt die Pottasche  
 26 t der doppelten Menge kalten (Wasser) u rührt von Zeit zu Zeit um; wenn es an-  
 27 geht; so läßt man die Flüssigkt mehrere Wochen bedeckt stehen, es wird  
 28 während dieser Zeit durch Afnahme v  $CO^2$  die  $SiO^3$  etwas fortgeschafft. Man  
 29 filtrirt durch einen Spitzbeutel v gebl.[eicht] Leinwand u dampft die Flüssigkt  
 30 in einem eisern Kessel so weit ab, bis das Salz fest u xstallinisch wird;  
 31 dieses Salz wird nun t der doppelten Menge rein kalt (Wasser) übergossen  
 32 u abermals filtrirt; es bleiben zurück  $SiO^3$ ,  $KO, SO^3$ ,  $KCl^2$ , aber nicht  
 33 vollständig; es ist in der Regel überflüssig das Abdampfen u Aflösen noch  
 34 lmal zu wiederholen; obwohl man jedesmal etwas  $SiO^3$  abscheidet.  
 35 Andere Vorschläge die Pottaschenlösung zum Xstallisiren lange hinzustellen  
 36 aber beim A[u]xsxstallisiren scheidet sich immer viel kristallisirtes  $KO, CO^2$  ab; nach  
 37 einer anderen [Methode] soll man so weit abdampfen.  
 38 Man kann in der That, wenn auch viel  $KCl^2$  vorhanden ist, das  $KO, CO^2$  recht rein  
 39 herausxstallisiren lassen, indessen verliert man doch zu viel  $KO, CO^2$

-126-

01 Heinrich erhielt pure  $df^{709}$  2,030 bester Pottasche durch 2 maliges wieder auf-  
 02 lösen, wobei jedesmal viel  $KCl^2$  nebst  $SiO^3$  u kein wenig  $KO[, ]SO^3$   
 03 hinterblieben, nur 986 stark  $KCl^2$  haltige Pottasche.  
 04 Eine gute gereinigte Pottasche muß ein weißes Pulver sein, wenn das  
 05 Salz kalt gerührt wurde, nachdem man dasselbe [vo]m Feuer genommen, so er-  
 06 erhält es ein xstallisches Aussehen. Eine Färbung rührt von Fe oder  
 07 organ. Stoffen her. In 1 gl=[gleichem] Th. kalt (Wasser) muß sich das Salz auflösen von  
 08 lwenig  $SiO^3$ . Wenn man die filtrirte Flüssigkt [mi]t 3 Th. (Wasser) verdünnt, so darf  
 09  $N^2O^5$  keine Trübung von  $SiO^3$  bewirken; t  $N^2O^5$  angesäuert, darf die Flüssigkt  
 10 nun mit Ag lösung keinen allzu starken Ndschg von  $AgCl^2$  geben.  $BaCl^2$  darf  
 11 ebenfalls nur keine /geringe Trübung v  $SO^3, BaO$  geben; zuweilen ist aber kaum eine  
 12 Spur v  $KO, SO^3$  drin. Man muß eigentlich die Qualität v  $KO, CO^2$  in der rohen  
 13 u gereinigten Pottsche bestimmen; die gereinigte Pottasche ist noch f  $P^2O^5$  zu unter-  
 14 suchen u f  $NaO$ , beide können wohl in der Pottasche vorkommen. Man darf  
 15 nur die Flüssigkt in der Wärme t  $N^2O^5$  ganz neutralisi[eren], da der Chlormag-  
 16 nesium Salmiak keine Trübung geben<sup>710</sup>; ob wirklich  $NaO$  in der unver-  
 17 fälschten Pottasche vorkommt ist nicht erwiesen. Auf Sn, Fe, Cu u Pb  
 18 muß Rücksicht genommen werden.  
 19 Salzgemenge mit sehr wenig kohlensaurem Kali. Die verschiedenen  
 20 leicht [kri]stallisirbaren Salze, s den Aschen verschiedener krautartiger Gewächse  
 21 Wermuth, Erdwuch<sup>711</sup> u.s.w. waren ehemals officinell; man hat in  
 22 neuester Zeit es so in diese Salze nicht als unreine Pottasche u namentlich  
 23 wurde für Absynthmussalz<sup>712</sup> Pottasche substituiert; aber die eigene Be-

<sup>708</sup> Wahrscheinlich handelt es sich hier um eine Ortsbezeichnung, vielleicht Illinois (USA); J. LIEBIG (1843), Bd 1, 374 spricht nur von amerikanischer Pottasche.

<sup>709</sup>  $df$  ist die Gewichtseinheit „deutsches Pfund“

<sup>710</sup> Hier ist die Reaktion von Phosphat mit Ammonium und Magnesium zu schwerlöslichem  $Mg(NH_4)PO_4$  gemeint.  
<sup>711</sup> Erdgewächse

24 reitung waren verschieden. Die Laugen der Aschen wurden abgedampft  
25 u die [au]sxstallisirenden Salze =  $\text{KO}, \text{SO}^3$ ,  $\text{KCl}^2$  t etwas anhängendem  $\text{KO}, \text{CO}^2$   
26 medizinisch angewandt.  
27 Zweifach kohlenaures Kali =  $\text{KO}, 2\text{CO}^2 + \text{aq}$ , das (Wasser) ist zu-  
28 seinem bestehen nothwendig es entweicht t dem (Wasser) in der Wärme zugleich  
29  $\text{CO}^2$ ; man [kann] es auf mehrerlei Weise bereiten. Wenn man 1 gesättigte  
30 Lösung des  $\text{KO}, \text{CO}^2$  in eine Atmosphäre v  $\text{CO}^2$  bringt u die Flüssigkt  
31 ganz unbewegt stehen läßt, so xstallisirt das Salz heraus; man kann auch  
32 nur  $\text{KO}, \text{CO}^2$  befeuchten u in eine solche Atmosphäre bringen, [...] Oder wenn  
33 man Weinstein verkohlt, die Kohle t (Wasser) besprengt u in eine Atmosphäre  
34 von  $\text{CO}^2$  bringt; t lauwarmem (Wasser) läßt es sich sziehen u bei gelindem  
35 Verdampfen entweicht nicht viel  $\text{CO}^2$ , das 2fach  $\text{CO}^2$ sre Salz xstallisirt viel  
36 leichter aus. Wenn man 1 Auflösg v  $\text{KO}, \text{CO}^2$  in eben so viel (Wasser) erwärmt u  
37 nun 1/9 [( $\text{JH}^6\text{N}^2$ ) $\text{CO}^2$ ] zusetzt u mäßig erwärmt, so verflüchtigt sich das  
38 Ammoniak u beim Erkalten xstallisirt  $\text{KO}, 2\text{CO}^2$  s, aber sehr leicht kann dies  
39 ebenfalls  $\text{KO}, \text{CO}^2$  enthalten. Wird Weinstein t  $\text{KO}, \text{CO}^2$  in der Kälte

-127-

01 übergossen, so entsteht  $\text{KO}, 2\text{CO}^2$ , neben  $\text{KO}$ , Tr u durch Umxstallisiren  
02 beyder Salz [ist es zu] trennen.  
03 Das Salz xstallisirt in geraden rhombischen Prismen, die öfters voll-  
04 kommene Tafeln darstellen, es ist ganz durchsichtig weiß u ganz trocken  
05 durchaus luftbeständig, wenn es feucht ist, so kann es im Sommer  $\text{CO}^2$   
06 verlieren; es lößt sich in 4 5 Th. kalten (Wasser), ganz klar u farblos auf, eine  
07 Trübung kann von  $\text{CaO}$  oder  $\text{SiO}^3$  herrühren. Wird die Aflösung gekocht ,  
08 so verliert sie 1/2 At; das 2te ganze At[om] geht nur erst fort, wenn man das Salz  
09 trocknet, stark glühet, deshalb ist auch in unserer Pottasche mehr als 1  $\text{CO}^2$ .  
10 Die Aflösg reagirt schwach alkalisch, beim Liegen an der Luft wird das Papier<sup>713</sup>  
11 dunkelbraun; ganz neutral wird die Aflösung erst dann, wenn freie  $\text{CO}^2$  zu-  
12 kommt. Die verdünnte Aflösg giebt t  $\text{MgO}, \text{SO}^3$  keine Trübung, ebenso  
13 bringt  $\text{CaCl}^2$  anfangs keine Trübung hervor, nach einigem Kochen schlägt  
14 sich etwas  $\text{CaO}, \text{CO}^2$  nieder.  $\text{HgCl}^2$  bringt in der stark verdünnten Lösung  
15 anfangs gar keine Trübung hervor, oder nur eine weiße, nach einiger  
16 Zeit u nach längerem Stehen eine braune; wenn die Lösung des  $\text{HgCl}^2$  u  
17 des Salzes concentrirt sind, so bildet sich ein brauner Nderschlag; wenn schnell  
18 bei einer kl. Menge 1 brauner Ndschlg entsteht, so rührt dies von einer  
19 Beimengung v  $\text{KO}, \text{CO}^2$ ; [ $\text{Cl s ?}$ ]  $\text{H}^2\text{Cl}^2$ ,  $\text{SO}^3$ , metallische Beimengungen u  
20  $\text{SiO}^3$  sind gerade dieselben wie beim Weinsteinsalz.  
21 Schwefelsaures Kali <sup>714</sup> =  $\text{KO} + \text{SO}^3$ ; es wird nicht mehr direct darge-  
22 stellt sondern [man] gewinnt es als Nebenprodukt, zb von der Darstellung der  $\text{Cl}^2$ , von der  
23 Zersetzung des  $\text{Mg}, \text{SO}^3$  t  $\text{KO}, \text{CO}^2$ , oder von der Zersetzung des  $\text{Zn}, \text{SO}^3$  durch  $\text{KO}$ , am  
24 meisten aber erhält man es von der Zersetzung des Salpeters t  $\text{SO}^3$  oder Eisenvitriol  
25 da man eine doppelte Menge von  $\text{SO}^3$  verwendet, so bleibt zurück  $\text{KO}, 2\text{SO}^3$ .  
26 Will man das  $\text{KO}, \text{SO}^3$  gewinnen so muß man die Sre t gereinigter Pottasche  
27 noch sättigen. Man kann nicht gut den Ueberschuß t  $\text{CaO}$  sättigen, weil sich nur  
28 unlösliches Doppelsalz v  $\text{KOSO}^3 + \text{CaO}, \text{SO}^3$  bildet, oder man muß das saure  
29 Salz mehrere male umxstallisiren um den Ueberschuß der Sre zu trennen. Wenn  
30 man  $\text{ZnO}, \text{SO}^3$  anwendet so bleibt im Rückstande auch  $\text{ZnO}, \text{SO}^3$ , u man erhält ein  
31 Doppelsalz,  $\text{KO}, \text{SO}^3 \text{ ZnO}, [\text{SO}^3]$ ; vermutlich wurde dies zinkhaltige Salz in Nord-  
32 hessen bereitet.  
33 Eigenschaften Das Salz muß ganz durchsichtige u farblose oder weiße opackte <sup>715</sup>

<sup>712</sup> Absinth wird aus Wermuth durch ausziehen mit Alkohol gewonnen; der Rest wurde wahrscheinlich geglüht und enthielt Pottasche.

<sup>713</sup> Gemeint ist Curcurmapapier, das als Indikatorpapier eingesetzt wird.

<sup>714</sup> Das Kaliumsulfat gilt als früheste bekanntgewordene Verbindung, beschrieben von Otto Tacherius Glauber (ca. 1620–1690) und Robert Boyle (1627–1691).

34 Xstalle bilden, welche entweder gerade rhombische Prismen sind, oder 6seitige  
 35 Prismen oder auch unregelmäßige Dihexaeder, welche den Formen des Quarzes  
 36 nicht unähnlich sind. Die Salze indem sie im Handel vorkommen sind immer ver-  
 37 dichtet [?]; es ist völlig luftbeständig, schmilzt erst in hohen Hitzezeraden ver-  
 38 flüchtigt sich nicht; schmeckt unangenehm salzig bitter; wirkt dem Glaubersalz

-128-

01 ähnlich u stärker; in Alkohol unlöslich u wird s seinen Auflösungen durch  
 02 Alkohol niedergeschlagen, (wasser)frei, nur nicht wenn es so sehr (wäss)rig ist. 100 Th  
 03 (Wasser) lösen bei 12,70 °C #9,6 Th  $\text{KO},\text{SO}^3$  <sup>716</sup>, bei 49 °C 16,9; bei 101,3° 26,3.  
 04 bei jedem Grad über 0 werden 0,174 Th. mehr aufgelöst. Die Aflösg in (Wasser) ist  
 05 ganz klar u ohne Rückstand v CaO vielleicht, die Lösung ist neutral, es kann  
 06 eine Röthung von überschüssiger Sre sein, aber auch von saurer reagirenden Salzen  
 07 so von  $\text{Zn},\text{SO}^3$  [.]. Die Lösung darf t den allgemeinen Reagentien nicht verändert  
 08 werden; namentlich ist f  $\text{ZnO}$ ,  $\text{Al}^2\text{O}^3$ ,  $\text{MgO}$  u  $\text{MnO}$  auch wohl  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  zu  
 09 prüfen. Nicht selten wird  $\text{ZnO}$  auch jetzt noch darin gefunden. Man kann  
 10 auch berücksichtigen das Pb u  $\text{SO}^3$ .  
 11 Hallische Magenpulver <sup>717</sup> f 29 gr  $\text{KO},\text{SO}^3$ , nebst einigen gr Cinnober, bestehend.  
 12 Zweifach schwefelsaures Kali <sup>718</sup> =  $\text{KO},2\text{SO}^3 \times 2\text{aq}$ , es bildet dicke Pris-  
 13 men; es stellt aber auch feine Nadeln dar u ist dann  $\text{KO},2\text{SO}^3 + \text{aq}$ .  
 14 oder  $(\text{KO},\text{SO}^3) + (\text{aq}\text{SO}^3)$ , selbst wenn dieses Salz stark erhitzt wird  
 15 behält es diese Zusammensetzung. Der Rückstand von der  $\text{N}^2\text{O}^5$  Bereitung <sup>719</sup>  
 16 enthält gew. noch 1 wenig  $\text{KO},\text{N}^2\text{O}^5$  u die Unreinheiten der ganzen  $\text{SO}^3$ . Wenn [man]  
 17  $\text{KO},\text{SO}^3$  fein zerreibt u  $\text{aq},\text{SO}^3$  u 2 Th (Wasser) miteinander mengt, dann in  
 18 einer Porzellanschale zur Trockenheit verdampft, so bekommt man das Salz  
 19 t + aq. Man kann auch den Rückstand von der Bereitg des  $\text{N}^2\text{O}^5$  benutzen, indem man  
 20 ihn t 2 Th. (Wasser) kocht, u dann die Flüssigkt längere Zeit stehen läßt, es xstallisirt  
 21 dann das Salz in Prismen oder säulenförmig heraus.  
 22 Eigenschaften. Das getrocknete Salz ist 1 feuchte Salzmasse, die nicht feucht  
 23 wird, auch die dicken rhombischen Prismen werden nicht feucht, <sup>720</sup> es schmeckt  
 24 u reagirt stark sauer u [man] benutzt es wohl auch geradezu als  $\text{SO}^3$ ; es  
 25 schmilzt bei 250°C zu einer oelartigen Flüssigkt, wobei es 1 wenig (Wasser) ver-  
 26 liert, aber 1 aq hält es zurück, beim Erkalten hat man eine opackte  
 27 Masse. Bei starkem Rothglühen zerlegt sich das Salz indem das 2te  $\text{SO}^3$ , aq  
 28 fort geht, aber nicht als  $\text{SO}^3$  hydrat, sondern 1 Th. geht als  $\text{SO}^2$  u 1 Th als (wasser)leere  
 29  $\text{SO}^3$ . Das Salz wird etwas zerlegt, wenn man es in (Wasser) flößt, in der Weise  
 30 daß um so mehr  $\text{KO},\text{SO}^3$  herausxstallisirt, als man 1 größere Menge von  
 31 (Wasser) verwendet; aber eine völlige Zersetzung durch (Wasser) findet nicht statt. Die  
 32 freie  $\text{SO}^3$  in dem (Wasser) hält ~~KO~~ <sup>721</sup>  $\text{KO},\text{SO}^3$  immer zurück u ebenso kann man  
 33 durch Behandeln des Salzes t wenig warmen (Wasser) viel  $\text{SO}^3$  ziehen u neutrales  
 34 Salz sscheiden; umgekehrt lößt sich  $\text{KO},\text{SO}^3$  in  $\text{SO}^3$  auf, viel leichter als  
 35 in reinem (Wasser); von heißem Alkoh. wird das Salz auch zerlegt in  $\text{SO}^3$  u neutrales S[alz].  
 36 Erst durch sehr starkes u anhaltendes Glühen wird der letzte Rest der freien  
 37  $\text{SO}^3$  daraus entfernt u durch Glühen t Kohle entsteht 2 fach KS.

-129-

01 Schwefligsaures Kali <sup>721</sup> =  $\text{KO},\text{SO}^2$  durch Einleiten v  $\text{SO}^2$  gas in eine

<sup>715</sup> Heutige Schreibweise ist „opak“ (lat.) = „undurchsichtig“.

<sup>716</sup> Heutige Angabe sagt, dass bei 20 °C 10 % löslich sind.

<sup>717</sup> Dieses Präparat wird in den anderen Lehrbüchern um die Mitte des 19. Jahrhunderts nicht erwähnt, es könnte nach dem Arzt Albrecht von Haller (1708–1777) benannt sein.

<sup>718</sup> Kaliumhydrogensulfat ( $\text{KHSO}_4$ ) wurde auch „saures Kaliumsulfat“ genannt.

<sup>719</sup> Die damals übliche Darstellung von Salpetersäure war die Umsetzung von Alkalinitraten mit  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (nach Glauber), die allgemeine Formel ist:  $\text{M}-(\text{I})-\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{HNO}_3 + \text{M}-(\text{I})\text{HSO}_4$ .

<sup>720</sup> Eine richtige Beobachtung, denn  $\text{KHSO}_4$  ist nicht hygroskopisch; der Fließpunkt liegt bei 218,6 °C .

02 Lösung v  $\text{KO}, \text{CO}_2$ ; man verdampft die neutrale Lösung am besten in einer  
03 Retorte weil sich leicht  $\text{SO}_3, \text{KO}$  bildet. Das Salz xstallisiert in 4seitigen  
04 Prismen welche [nach]  $\text{SO}_2$  schmecken, sich nur in 1 Th. kalt. (Wasser) auflösen. Das Salz  
05 wirkt sehr stark reduzierend u [?] zieht O s der Luft an.  
06 Unterschwefligsaures t schwefelsaures Kali <sup>722</sup>; wenn man Schwefelmilch  
07 s  $\text{KS t SO}_3$  gefällt hat, so hinterläßt die Mutterlauge Flüssigkeit beim  
08 Verdampfen 1 in feinen perlmutten glänzenden Schuppen xstallisierendes Salz;  
09 dieses ist ein wie es scheint veränderliches Gemenge, v  $\text{KO}, \text{SO}_3$  t unter  $\text{SO}_2$ em  
10  $\text{KO}$ , u es zeigt dieses Salz nicht bloß die Reaktionen den  $\text{SO}_2$ , sondern auch des  
11 Unter  $\text{SO}_2$ . Wenn man s der  $\text{CaS}$  ein ähnliches Salz gewinnen will so gelingt es nicht  
12 weil das unterschwefelr  $\text{CaO}$  sich zersetzt.  
13 Salpetersaures Kali <sup>723</sup> =  $\text{KO}, \text{N}^2\text{O}^5$ ; der Salpeter findet sich an vielen Orten  
14 f der Oberfläche der Erde, aber in großen Mengen s den heißen Climates,  
15 vornehmlich in Ostindien, Persien u Zeylon, seine Bildung ist noch etwas  
16 zweifelhaft; denn offenbar ist die Meinung, daß der indische Salpeter sich erzeuge  
17 durch Faulen des Fledermausurin richtig, der Hauptfundort soll sein in  
18 großen unterirdischen Höhlen die von zahllosen Schwärmen v Fledermäusen be-  
19 wohnt sind. Man hat aber Grund anzunehmen, daß der Salpeter in Ostindien  
20 gerade f dieselbe Weise entstanden sei wie er sich noch fortwährend erzeugt  
21 in feuchten Ställen u. s.w. oder in den künstlichen Salpeterplantagen.  
22 Die Bildung des  $\text{N}^2\text{O}^5$  geht vor sich wenn N haltige organ. Körpern verwesen  
23 unter den 4 Bedingungen. 1, müssen starke Salzbasen zugegen sein,  $\text{KO}$ ,  
24  $\text{CaO}$ . 2; muß der Luftzutritt gehörig stattfinden. 3, eine mäßige Wärme  
25 4, ein gewisser Grad von Feuchtigkeit. Die Salpeterplantagen wurden gemacht indem  
26 man ein trockenes Flechtwerk unter einem schützenden Dache macht, im Freien.  
27 Auf das Flechtwerk schüttete man  $\text{CaO}$  haltige Erde, Asche, thierische Abfälle  
28 oder t Urin die Erde begossen; es gehörten einige Jahre dazu ehe die  
29 Erde gebraucht werden konnte. Die Erde wurde sgelaugt mit  $\text{KO}, \text{CO}_2$  ver-  
30 setzt zur Abscheidung des  $\text{CaO}$  u des  $\text{MgO}$  u das Salpeter xstallisiert. Diesem  
31 Salpeter hing aber noch  $\text{KCl}^2$  u  $\text{MgCl}^2$  an; das Salpeter war sehr zer-  
32 fließlich u gefärbt[,] durch Umxstallisieren wurde es gereinigt. Durch die  
33 Bemühung v Chaital[?] <sup>724</sup> wurde die Reinigung des Salpeter sehr vereinfacht,  
34 nach dem Grundsatz, das eine # Salzlösung von anderen Salzen noch etwas flößt. #gesättigte  
35 Das Salpeter wurde durch gestörte Xstallisation in ein feines Salz gebracht; es wurde das Salpeter erst t (Wasser)

-130-

01 u dann t einer kaltgesättigten Lösung des Salpeter abgewaschen. Gay=  
02 Lussac <sup>725</sup> behauptet, daß der Salpeter so gereinigt werden könne, daß er nur  
03 1/10 % fremde Salze enthalte. Das xstallisierte Salpeter enthält Feuchtigkeit  
04 jetzt wird er in dem Schießpulver Fabr[ic]ken in eisern Salztöpfen geschmolzen  
05 der Kuchensalpeter welcher sehr rein ist. Wir erhalten den meisten Salpeter  
06 über England s Ostindien; u meist rein.  
07 Durch Umxstallisieren kann man ihn reinigen aber noch besser wenn man  
08 ihn als Pulver oder als feinxstalisirtes Salz t Salpetersre mengt u in  
09 einer Schaaale erhitzt; übrigens findet sich im Handel so genannte ostindische  
10 Salpeter welche sehr viel  $\text{KCl}^2$ , enthält  $\text{KO}, \text{SO}_3$  u  $\text{NaO}$ . Der reine Salpeter

---

<sup>721</sup> Kaliumsulfid ( $\text{K}_2\text{S}$ ) wird heute noch so dargestellt, wie Wackenroder es hier beschreibt.

<sup>722</sup> Kaliumthiosulfat ( $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ) wird heute noch dargestellt, nämlich aus Kaliumsulfid und Schwefel ( $\text{K}_2\text{S} + \text{S} = \text{K}_2\text{S}_2$ ). Der Einsatz in der Fotografie war damals noch nicht allgemein bekannt.

<sup>723</sup> Kaliumnitrat ( $\text{KNO}_3$ ) wird auch Salpeter genannt, hier beschreibt Wackenroder die Bildung und Herstellung aus tierischen Abfällen, nämlich durch Verwesung in Gegenwart von  $\text{K}_2\text{CO}_3$ .

<sup>724</sup> Gemeint ist Jean Antoine Claude Chaptal (1758–1832), ein französischer Naturforscher, der sich um 1815 um die Salpeterherstellung verdient gemacht hat.

<sup>725</sup> Joseph Louis Gay-Lussac (1778–1850), der mit einer Vielzahl von chemischen Experimenten, sowie mit der Einführung des sogenannten "Gay-Lussac-Turms" zur Absorption nitroser Gase im Bleikammerverfahren in die Geschichte eingegangen ist.

11 ist ein weißes, farbloses Salz in dünnen oder “dicken 6seitigen Prismen,  
 12 die f ein gerades rhombisches Prisma zu reduzieren sind. Er schmeckt  
 13 scharf bitterlich kühlend u ist in großen Dosen giftig; schmilzt leicht im Stiel-  
 14 löffel u erstarrt zu einer xstallinisch strahlischen Masse, an der Luft  
 15 wird es nicht feucht; 100 Th. (Wasser) von 0<sub>0</sub> lösen 13,2 Th. Salpeter v 24<sub>0</sub> 9,6[?]  
 16 38,2 Th. v 54<sub>0</sub> - 97 Th. Salpeter von 100<sub>0</sub> 246,15 Th. Die Aflösung  
 17 muß völlig neutral reagiren, sie darf t den Reagent[ien] für Sren keine Trübung  
 18 geben, wenn die Lösung gehörig verdünnt ist. Namentlich muß auf SO<sup>3</sup> u  
 19 H<sup>2</sup>Cl<sup>2</sup> geprüft werden. Der gewöhnliche Salpeter giebt einen Ndschlg  
 20 von AgCl<sup>2</sup>; wenn blos ein opalisiren stattfindet so ist er schon sehr rein.  
 21 Die Fällungsmittel für Salzbasen dürfen nicht die mindeste Trübung  
 22 geben u antimonres KO kein NaO ~~geben~~ anzeigen; ist das Salpeter  
 23 CaO oder MgO haltig, so giebt antimonres Kali einen flockigen Ndschlg.  
 24 Af Metalle ist insofern[?] Rücksicht zu nehmen. Der Salpeter für sich  
 25 geglüht verwandelt sich in salpetrigs[aure]s Kali u wird alkalisch; mit  
 26 verbrennlichen Körpern geglüht oxydirt er diese t Heftigkt; das Schießpulver  
 27 ist ein solches Gemenge; nach den quantitativ. Verhältnissen ist die  
 28 Wirkung des Schießpulvers abweichend. Die möglichste Reinheit des S  
 29 u Salpeter sind die ersten Bedingungen, Lockerheit der Kohle u machmal ihre  
 30 Form; dies feinkörnige Pulver verbrennt am vollständigsten, während  
 31 das grobkörnige zum Theil unverbrannt bleibt, wenn es nicht in großen Mengen  
 32 entzündet wird, aber in diesem Falle soll seine Tragungsweite<sup>726</sup> besser sein.  
 33 Ueber die Gase welche entwickelt werden beim Verbrennen des Schießpulvers  
 34 sind die Meinungen verschieden sgefallen. Yoal[?]<sup>727</sup> giebt an, daß sich s 136 gr.  
 35 Schießpulver entwickele CO 141,5 C.“ SO<sup>2</sup> Gas 1/4Th c“. N ebensoviel, dh.  
 36 das Schießpulver liefert das 780 fache vol. Gas, von gew. Tempatur.<sup>728</sup> Bei dem  
 37 Verbrennen findet aber Glühhitze statt, u das Gas muß wenigstens das 2000  
 38 fache Vol. dann smachen. Gay-Lussac meint, das diese Angabe noch viel

Das engl.  
 Salpeter  
 75  
 Schwefel  
 10  
 Kokle  
 15

- 131

01 zu gering sei. Nach Dumas seien die Gase hier CO, CO<sup>2</sup>, N u NO<sup>2</sup> gas  
 02 im Rückstande bleibt KS, SO<sup>3</sup>KO, . Die Mischungsverhältnisse haben  
 03 ohne Zweifel den größten Einfluß.  
 04 Getäfelter Salpeter man schmilzt Salpeter in einem hessischen<sup>729</sup> Schmelz-  
 05 tiegel u schöpft den flüssigen Salpeter t einer irdenen Pfeife heraus u  
 06 tröpfelt [ihn] f ein kupfernes Blech; man streut auch wohl ein wenig S f den schmelzenden.  
 07 ~~werfen~~, es entsteht KO,SO<sup>3</sup> welches sich dem Salpeter beimengt, wahrscheinlich  
 08 wollte man den getäfelten Salpeter eine größere Härte geben u ihn fähig  
 09 machen nicht feucht zu werden, wenn er eine große Menge v KCl<sup>2</sup> [enthält.]  
 10 Chlorkali oder unterchlorigsaures Kali<sup>730</sup>, im wesentl[ichen] s[?] KCl<sup>2</sup>  
 11 KO,Cl<sup>2</sup>O, man leitet Cl in eine verdünnte Auflösung v KO,CO<sup>2</sup>.  
 12 Die Flüssigkt kann immer CO<sup>2</sup>,KO u KO,Cl<sup>2</sup>O<sup>5</sup> enthalten.Diese Bleich-  
 13 flüssigkt läßt sich schnell s CaCl<sup>2</sup> u KO,CO<sup>2</sup> bereiten; man wendet  
 14 aber jetzt mehr das Natron an.  
 15 Chlorsaures Kali = KO,Cl<sup>2</sup>O<sup>5731</sup> ; es entsteht s Cl<sup>2</sup> u fgelößtem KO

**Formel 94**

**Formel 95**

<sup>726</sup> Gemeint ist die Tragweite der Kanonenkugeln.

<sup>727</sup> Hier ist wahrscheinlich der britische Chemiker James Young (1811–1883) gemeint; in den gängigen Chemiebüchern seiner Zeit findet sich kein Wissenschaftler mit einem ähnlichen Namen.

<sup>728</sup> L. GMELIN (1843), Bd 1, 523 gibt folgende Formel an: „KO,NO<sup>5</sup> + S + 3 C = KS + N + 3 CO<sup>2</sup>“. Wackenroders Aussage entspricht mehr den tatsächlichen Gegebenheiten, da sich bei der Reaktion die verschiedensten Gase bilden.

<sup>729</sup> Gattungbezeichnung einer speziellen Tiegelart, die in Hessen bei Almerode gebrannt wurde.

<sup>730</sup> KClO (Kaliumhypochlorit) wurde erstmals 1792 auf Veranlassung des französischen Chemikers Claude Louis Berthollet (1748–1822) in einer Bleicherei am Quai de Javelle bei Paris als Bleichmittel verwendet. Es wurde durch Einleiten von Chlor in Kaliumcarbonat-Lösung fabrikmäßig unter dem Namen „Eau de Javelle“ hergestellt, vgl. hierzu H. WUSSING (1983), 330.

<sup>731</sup> Kaliumchlorat (KClO<sub>3</sub>) wurde um 1850 nach einem Verfahren von Justus v. Liebig (1803–1873) durch Einleiten von

16 bei gehöriger Concentration; allein das die Concentr nicht immer so ganz  
17 genau berechnet[?] werden kann, so daß die Erzeugung v unterchloriges, KO nicht ganz  
18 zu vermeiden [ist]; gewöhnlich nimmt man KO,CO<sup>2</sup> lösung[,] concentrirte das leicht lösliche  
19 KCl<sup>2</sup> läßt sich durch Umxstallisiren von dem KO,Cl<sup>2</sup>O<sup>5</sup> ziemlich leicht trennen. Das  
20 etwa beigemengte unterchlorsaure Kali verwandelt sich durch Liegen an der Luft  
21 leicht in KCl<sup>2</sup> u KO,Cl<sup>2</sup>O<sup>5</sup>. Das Salz bildet weiße perlmutten glänzende  
22 Tafeln u Blättchen, die f ein 4seitiges Prisma zurückzuführen sind. E  
23 ist völlig Luft beständig, schmeckt kühl salpeterähnlich, schmilzt etwa  
24 bei 400<sup>o</sup> ohne Zersetzung u beim Ausgießen f Porzellan erstarrt  
25 es zu einer xstallinischen Masse; bei stärkerer Erhitzung giebt es gleich=  
26 förmig O<sup>6</sup> [ab] u blos KO,CO<sup>2</sup> hinterbleibt; t leicht verbrennlichen  
27 Körpern erhitzt müßten diese sehr stark verbrennen oder verpuffen  
28 ohne das KCl<sup>2</sup> zersetzt wird; einige verbrennliche Körper S + P<sup>2</sup> bewirken  
29 die Verpuffung schon durch einen Stoß oder Schlag; das Salz lößt sich  
30 ganz leicht f in kalt u heißem (Wasser). 100 Th. (Wasser) v O<sup>o</sup> lösen 31/3 Th. auf; von  
31 15,5<sup>o</sup> 6 Th.; von 49<sup>o</sup> 19 Th. von 106<sup>o</sup> 60 Th. Die Lösung ist ganz neutral  
32 u entfärbt t Zusatz von ganz wenig SO<sup>3</sup> Indigo [und] Lackmus nicht anders als  
33 wenn unterchlorigrs Kali beigemischt ist. Die (wäss)rige Lösung t den Reagentien  
34 f Säuren [darf] keine Fällung [geben]; ein höchst geringes Opalisiren trifft man  
35 jedoch immer; f Metalle ist dann noch zu prüfen. Das KO,Cl<sup>2</sup>O<sup>5</sup> wird durch  
36 SO<sup>3</sup>,aq schnell zersetzt unter Bildung von chloriger Chlorsäure; die

-132-

01 verdünnte Lösung zersetzt sich f Zusatz v H<sup>2</sup>Cl<sup>2</sup> [z]u KCl<sup>2</sup> u Cl<sup>2</sup>; u dient  
02 uns daher in die Flüssigkt Cl<sup>2</sup> hinein zu bringen.  
03 Chlorkalium = KCl<sup>2732</sup> man kann es direct bereiten, wenn es nicht  
04 zufällig als Nebenproduct bekömmst; so bei KO,Cl<sup>2</sup>O<sup>5</sup> Bereitung  
05 u bei der Tr[Weinsäure] Bereitung; letzteres bildet aber nicht schöne Xstalle; es ist  
06 dem NaCl<sup>2</sup> sehr ähnlich xstallisirt leichter in Würfeln oder in hohlen  
07 Pyramiden, schmeckt weniger angenehm als NaCl<sup>2</sup> u wird auch eher feucht  
08 als Kochsalz; schmilzt in der dunkel Rothglühhitze u verflüchtigt sich leicht  
09 ist auch leichter schmelzbar. 100 Th. (Wasser) v O<sup>o</sup> lösen 29 Th. f v 19<sup>o</sup> 34,3 Th.  
10 52,5<sup>o</sup> 43,5 Th. von 109,5<sup>o</sup> 59,1/3 Th. Man kann das KCl<sup>2</sup> f seine  
11 Reinheit leicht prüfen. Insbesondere f Neutralität, SO<sup>3</sup>, CaO f  
12 KO,Cl<sup>2</sup>O<sup>5</sup> durch Zusatz der Lösung t Salzsäure; f Metalle u endlich auf NaO.  
13 Bromkalium = KBr<sup>2733</sup> Man lößt Br<sup>2</sup> in KO auf dampft die  
14 Lösung ab, u glühet das Salzgemenge entweder für sich, tut lwenig  
15 reiner Kohle um die Bromsre zu verstören [hinzu]; man kann auch H<sup>2</sup>Br<sup>2</sup>  
16 t KO sättigen; es xstallisirt ziemlich leicht in Würfeln wie KCl<sup>2</sup>  
17 aber in kleineren, schmeckt sehr unangenehm salzig u wirkt sehr heftig<sup>734</sup>.  
18 In (Wasser) u Alkohol ist es besser löslich wie KCl<sup>2</sup>; PbO,Ä [Bleiacetat-Lsg.] giebt damit  
19 l Nderschlg v BrPb. Ag lösung Bromsilber welches sich vom Cl<sup>2</sup>Ag  
20 gar nicht unterscheiden läßt u [es] ist daher schwierig f Cl<sup>2</sup> das Salz zu-  
21 prüfen u am besten, wenn man eine gewoge[ne u] getrocknete Menge des  
22 Salzes in (Wasser) flößt u nun die entsprechende Menge geschmolz[enes] AgO,N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> zufügt.  
23 Die Flüssigkt darf keine weitere Trübung t Ag lösung geben. Mit  
24 lwenig (Wasser) u conc. SO<sup>3</sup> übergossen muß zugefügtes Amylum wie  
25 hammernagel[?] gelblich<sup>735</sup> färben u ebenso wenig wenn die verdünnte Lösung

---

732 Chlor in eine erwärmte Calciumhydroxid-Lösung unter Zusatz von Kaliumchlorid erzeugt.  
Beim Kaliumchlorid (KCl) wurde erst 1865 die Bedeutung als Düngemittel durch Justus v. Liebig (1803–1873) er-  
kannt.

733 Beschrieben wird beim Kaliumbromid (KBr) die traditionelle Darstellungsweise ( $3 \text{ Br}_2 + 6 \text{ KOH} = 5 \text{ KBr} + \text{KBrO}_3 + 3 \text{ H}_2\text{O}$  und  $\text{KBrO}_3 + 2 \text{ C} = \text{CO} + \text{CO}_2$ ).

734 Gemeint war hier „hat eine deutliche Wirkung auf den Körper“; es war noch nicht officinell, dazu schreibt J. LIEBIG (1843), Bd 1, 362 „möchte wohl auch bald als Arzneimittel gebraucht werden“.

735 Gemeint war hier der Farbton der verdünnten Eisen-(III)-chlorid-Lösung.

26 t SO<sup>3</sup> vermischt wird; nämlich die blaue Jodstärke wird durch freies  
 27 Brom entfärbt ~~u Br~~. Das KBr<sup>2</sup> schmilzt in der Hitze aber es wird durch  
 28 Einwirkung der Luft leicht zersetzt u es entsteht KO Br<sup>2</sup> entweicht;  
 29 bei sehr starker Hitze wird das Salz verflüchtigt.  
 30 Jodkalium = KJd<sup>2</sup>; man hat sehr viel Vorschriften zur  
 31 Darstellung des Salzes gegeben; die leichte Zersetzbarkeit des KJd<sup>2</sup> unter  
 32 Abgabe von Jd<sup>2</sup> scheint besonders zu berücksichtigen zu sein. Wenn  
 33 man Jd<sup>2</sup> in KO flößt, so daß die Flüssigkeit noch 1 wenig bräunlich  
 34 sieht in Porzellan abdampft u das Gemenge v KJd<sup>2</sup>, KO, Jd<sup>2</sup>O<sup>5</sup>  
 35 in einen Porzellantiegel bis zum Schmelzen erhitzt, so entweicht O<sup>6</sup>.  
 36 Bei Zutritt der Luft wird aber leicht Jod verflüchtigt u KO bleibt zurück.]

**Formel 96**

-133-

01 Dies freie KO greift das Porzellan an, u die (wässrige) Lösung ist immer  
 02 alkalisch, u so wird auch die Xstallisation verhindert; deshalb  
 03 hat man vorgeschlagen die alkalische Flüssigkeit die SiO<sup>3</sup> enthalten kann  
 04 t H<sup>2</sup>Jd<sup>2</sup> noch zu sättigen; wendet man zu viel H<sup>2</sup>Jd<sup>2</sup> an, so wird das  
 05 Salz gelb; wenn aber nach unserer Erfahrung das eingetrocknete  
 06 Salzgemenge t 1/10 reiner Holzkohle vermischt u nun in 1 bedeckten  
 07 blanken eisern Kessel schwach u nicht längst zum Glühen erhitzt, so  
 08 verpufft die Kohle t dem O es entweicht CO<sup>2</sup> u im Rückstand hat  
 09 man ganz oder fast ganz neutrales KJd<sup>2</sup>; durch Auflösen u Xstallieren  
 10 erhält man 1 schönes Salz.

**Formel 97**

11 <sup>736</sup> Man übergießt 1 Th Jd t 8 Th. (Wasser) u fügt 1/2 Th. ganz reine Eisenfeile [Eisenfeilspäne] hinzu, es  
 12 entsteht t größter Leichtigkeit Eisenjodür<sup>737</sup>, wenn man besonders zuletzt etwas  
 13 erhitzt; die ganz farblose Flüssigkeit wird vom überschüssigen Eisen abfiltriert  
 14 u [man] wäscht die Eisenfeile s, so daß die ganze Flüssigkeit die 16 fache Menge  
 15 des Jd beträgt: ~~es muß~~ die Lösung wird siedend t KO, CO<sup>2</sup> versetzt, natürliches  
 16 Weinstensalz, während des Kochens scheidet sich nur FeO, CO<sup>2</sup> aber es ent-  
 17 steht auch FeO, Fe<sup>2</sup>O<sup>3</sup>, daher wird bei einigem Kochen der Niederschlag schwarz u schwer,  
 18 u läßt sich gut waschen; man muß aber stets einen Ueberschuß v KO, CO<sup>2</sup>  
 19 verwenden, denn sonst bleibt FeO zurück. die Flüssigkeit enthält den Jd<sup>2</sup>K  
 20 t KO, CO<sup>2</sup>, [man] dampft [ab] u läßt das KJd xstallisieren; weil aber das KJd<sup>2</sup> eben  
 21 so schwer als das KO, CO<sup>2</sup> xstallisiert; durch Alkohol läßt sich zwar KO, CO<sup>2</sup>  
 22 ziehen, aber die Lösung [mit] - zersetzt sich leicht u gelblich wird.

**Formel 98**

23 Man löst Jd in KO lauge auf u zwar am besten so, daß man Weinstein ver-  
 24 kohlt, die Kohle t (Wasser) zieht u die Lauge ätzend<sup>738</sup> macht; will man gereinigte  
 25 Pottasche<sup>739</sup> verwenden, so kann man kein reines Salz erhalten; man löst so viel  
 26 Jd in der Lauge auf, daß die Flüssigkeit ein wenig bräunlich wird zum Zeichen des  
 27 Ueberschusses v Jd. Man leitet durch die verdünnte Flüssigkeit H<sup>2</sup>S; dasselbe  
 28 bildet nun s dem Jd<sup>2</sup>O<sup>3</sup> Kali [und] KJd<sup>2</sup> u keine Spur von Fe<sup>2</sup>O<sup>3</sup> bleibt zurück;  
 29 Während H<sup>2</sup>O [sich bildet] schlägt sich S nieder. Der S verbindet sich t dem kl. Ueber-  
 30 schuß v Jd<sup>2</sup> u geht verloren. Man muß daher immer 1 kl. Menge v freiem  
 31 Jd<sup>2</sup> verwenden, es wird auch immer Jd<sup>2</sup>H<sup>2</sup> entstehen welches das KO, CO<sup>2</sup> zersetzt;  
 32 wenn die Flüssigkeit concentr ist, so wird durch den O des Jd<sup>2</sup>O<sup>5</sup> das S oxydiert  
 33 u SO<sup>3</sup> u dann KO, SO<sup>3</sup>. Ist die Flüssigkeit verdünnt, so ist die Bildung des  
 34 SO<sup>3</sup> ganz gering. Die Flüssigkeit wird abgedampft u wenn sich S scheidet  
 35 sollte, so muß sie filtriert werden; man erhält fast gar keine Mutter-

**Formel 99**

<sup>736</sup> Es folgt ein noch heute gebräuchliches Verfahren der Darstellung: Eisen reduziert Jod zu Eisen-(II)-jodid, dies wird abfiltriert und mit einem weiteren Drittel des vorher eingesetzten Jods versetzt. Die durch Eindampfen konzentrierte Lösung wird in siedende Kaliumcarbonat-Lsg. eingetragen; der Niederschlag von Fe-(II)-(III)-oxid wird abfiltriert und aus dem Filtrat kristallisiert KJ.

<sup>737</sup> Eisen-(II)-jodid (FeJ<sub>2</sub>); die heute übliche Benennung wurde erst 1919 durch Alfred Stock (1876–1946) diskutiert (Stock'sche Nomenklatur), vgl. S. NEUFELD (1977), 314.

<sup>738</sup> Hier ist folgende Umsetzung mit CaO gemeint: K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> + CaO + H<sub>2</sub>O = CaCO<sub>3</sub> + 2 KOH.

<sup>739</sup> Gereinigte Pottasche ist nach heutigem Verständnis ein noch relativ unreines Kaliumcarbonat.



- 36 lauge weil die Aflösung rein ist; um  $\text{KO}, \text{SO}^3$  vollständig zu scheiden  
37 kann man das Salz in der nöthigen Menge v (Wasser) auflösen u fs Neue xstallisiren.

-134-

- 01 Die Xstallisation erfolgt immer langsam. Andere Methoden zur Darstellung  
02 sind fehlerhaft oder überflüssig. Das  
03 Das  $\text{KJd}^2$  muß ganz weiße Würfel bilden zuweilen entstehen auch  
04 Octaeder, Tetraeder u kleinere Mengen des Salzes bilden nur 1 xstallinisches  
05 Salz; oftmals ist das Salz feucht; besonders wenn es  $\text{KO}, \text{CO}^2$  enthält. Man  
06 muß es gut [au]strochnen u in gut schließenden Gläsern fbewahren, weil es  
07 s der Luft Feuchtigkt fnimmt u zerfließt; im Stiellöffel schmilzt es wie Oel  
08 aber schwerer als Salpeter. Sehr stark erhitzt verflüchtigt es sich u wird alkalisch.  
09 100 Th.(Wasser) v 12,50 C lösen 136 Th.auf. 160 c 141 Th. 1200 221 Theile daraus  
10 schließt daß man  $\text{KO}, \text{SO}^3$  sehr gut trennen kann. 100 Th. Alkohol von 85% lösen  
11 in der Kälte 17,20 Theile auf; 100% Alk. 21/3 21/2 Th. Die (wäss)rige Lösung  
12 des  $\text{Jd}^2\text{K}$  ist völlig neutral gewöhnlich aber immer alkalisch, weil man [es] s dem  
13 Eisenjodür darstellt; die (wäss)rige Lösung darf t  $\text{BaCl}^2$  keinen Ndrschlg geben  
14 oder nur eine geringe Trübung; natürlich gar keine, aber das mit  $\text{H}^2\text{S}$  bereitete  
15 zeigt immer einen Gehalt von  $\text{SO}^3$ . Mit Ag lösung in der Weise versetzt, daß  
16 noch ein kl. Ueberschuß von  $\text{KJd}^2$  bleibt; dann t Ammoniak behandelt, darf in  
17 der abfiltriten ammoniakalischen Flüssigkt durch Zusatz von Säure gar kein Ag  
18 zu entdecken sein, weil das  $\text{AgJd}^2$  in Ammoniak unlöslich ist; oder man setzt  
19 überschüssige Ag lsg zu u nun fügt man zur abfiltriten Flüssigkt  $\text{N}^2\text{O}^5$   
20 nachdem die Behandlung t überschüssigem Ammoniak vorangegangen [war]. Das etwas f=  
21 gelöste  $\text{AgCl}^2$  giebt sich dann zu erkennen. Im Handel findet sich manchmal sehr  
22 stark  $\text{KCl}^2$  haltiges  $\text{KJd}^2$ ; man kann auch um den  $\text{Cl}^2$  gehalt zu ermitteln  
23 eine gewogene Menge von durchaus trockenen  $\text{KJd}^2$  t einer entsprechenden Menge  
24 von  $\text{AgO}, \text{N}^2\text{O}^5$  base versetzen. Die Flüssigkt darf als dann weder  $\text{KJd}^2$  noch Silber=  
25 salz enthalten. Die Auflsg des Salzes giebt t Hg chlorid einen völlig weinrothen Ndrschag  
26 von Hg jodid; mit  $\text{HgO}, \text{N}^2\text{O}^5$  muß ein gelber Nderschlag entstehen, welcher  
27 aber beim Stehen grünlichgelb wird; übrigens kann auch das  $\text{Jd}^2\text{K} \text{Jd}^2\text{O}^5$  ent-  
28 halten, diese entdeckt man am leichtesten, wenn man Amylum zusetzt u dann Ä  
29 zufügt; ist  $\text{Jd}^2\text{O}^5$  vorhanden, so wird diese frei nä[e]bst s dem  $\text{KJd}^2$  reduziert  
30 Jd u dieses bläuet das Amylum; muß [indem?] aber wird durch Zusatz von  
31 starken Sren bewirkt [?] <sup>740</sup>.  
32 Schwefelleber t Kali, <sup>741</sup> fälschlich geschwefeltes Kali genannt; sie  
33 besteht vorwiegend nach der Art der Darstellung im Allgem. s  $\text{KS}^5 \text{x} / \text{y} \text{KO}, \text{S}^2\text{O}$ ,  
34  $\text{K}[\text{O}], \text{SO}^3$ . Die gew. Vorschrift 1 Th S u 2 Th.  $\text{KO}, \text{CO}^2$  teinander so lange  
35 zu erhitzen im Geschlossenen bis Alle  $\text{CO}^2$  verflüchtigt ist, die Masse wie  
36 ein Oel fließt u die Masse erkalten läßt. Die S leber wird gröblich  
37 zerkleinert in gut schließenden Gläsern fbewahrt. Große Mengen bewahrt  
38 man am besten in einem gußeisern Topfe. Man muß den Topf be-  
39 decken, u die Hitze ja nicht bis zum Glühen steigern; [man] kann die Masse

-135-

- 01 in einen eisernen Mörser sgießen aber noch besser [man] läßt sie im Topf. Dann  
02 erhitzt man das Gefäß einen Augenblick über lebendigem Kohl'feuer;  
03 so daß die äußere Rinde des Kuchens schmilzt u sehr leicht s dem Fe ge-  
04 nommen werden kann. Das Zerstoßen muß sehr schnell u in 1 blanken-  
05 eisernen Mörser geschehen; kleinere Mengen bereitet man ganz brýma[?] <sup>742</sup>

<sup>740</sup> Unleserlich geschrieben und teilweise fehlen Wörter, sinngemäß: oft müssen starke Säuren zugesetzt werden, um diese Reaktion vollziehen zu können.

<sup>741</sup> Gemeint ist ein Gemenge von Kaliumpolysulfiden. Die angegebene Darstellungsweise ist für die Zeit typisch. Allerdings sind die dabei entstehenden Polysulfide infolge von Oxidationen durch Sulfate und Thiosulfate verunreinigt, so dass umständliche Reinigungsprozeduren nötig waren, vgl. F. P. DULK (1833), Bd 2, 500–507.

06 in 1 gasdicht. Schmelztiegel t T[D?]eckel. Man muß aber langsam erhitzen,  
 07 damit der S sich nicht entzündet, auch darf der Tiegel nie zum eigentlichen  
 08 Glühen kommen. Man kann den Tiegel etwas erkalten lassen, bevor  
 09 man die Leber sgießt; kleine Mengen, namentlich wenn man ganz  
 10 reine S leber haben will schmilzt man in 1 Med[i]z[in]glas<sup>743</sup>. Man giebt [in] 1  
 11 gew. Medzglas 3/4 oder zur Hälfte vom Gemenge voll u setzt das Glas in 1 kleine  
 12 Sandkapelle<sup>744</sup>; verstopft das Glas lose t einem Kohlenstöpsel; wenn  
 13 man bei etwas verstärktem Feuer keine Blasen v CO<sup>2</sup> mehr bemerkt  
 14 so hebt man die Kapelle heraus u verkorkt das Glas. Wenn nach dem  
 15 Erkalten das Glas zerschlagen wird, so lößt sich die Leber rein ab.  
 16 Diese S leber welche bei ganz gelindem Feuer herzustellen ist  
 17 enthält vorzüglich SO<sup>2</sup>, KO, man findet gar kein KO, SO<sup>3</sup>. CO<sup>2</sup> findet  
 18 sich gewöhnlich auch nicht darin; wenigstens kann dieselbe ganz sgetrieben  
 19 werden; indessen erhält man eine etwas andere S leber, wenn man gleiche  
 20 Th. KO, CO<sup>2</sup> u S erhitzt; wie sonst die Vorschrift u wie man auch noch  
 21 jetzt verfahren kann u wenn man t möglichst wenig Alkalien möglichst  
 22 große Mengen v S zur Auflösung nimmt.  
 23 100 Th = 10 at KO, CO<sup>2</sup>  
 24 64 Th = 28 at S so bilden sich 5 KS<sup>5</sup>, u 5 KO + S<sup>3</sup>O<sup>5</sup>. Hieraus geht  
 25 hervor, daß am Ende die Annahme von SO<sup>2</sup> in der S leber auch nicht ganz  
 26 richtig ist u es könnte sehr wohl die geschwefelte Unterschweifelsre darin  
 27 sein. Man sieht aber ein [daß diese Formel daneben ganz] substituiert  
 28 werden kann.  
 29 Wenn eine höhere dem Glühen nahe kommende Temperatur nöthig ist, so wird  
 30 die Unter SO<sup>2</sup> als wenn man lieber will [uebereilt] die geschwefelte UnterSO<sup>3</sup> zerstört  
 31 u als dann kommt man erst f die alte von Berz. angegebene Formel  
 32 von 3 KS<sup>3</sup>, KO, SO<sup>3</sup>. Die bei ganz gelindem Schmelzen bereitete S leber unter-  
 33 scheidet sich von der f erstem Wege bereitet Lösung u KS nicht wesentlich  
 34 im Betreff der Säure des S[chwefels] welche sich durch Oxydation des O des Kalis  
 35 bildet.  
 36 Man muß zur S leber nie ein sehr unreines SiO<sup>3</sup> haltiges KO  
 37 verwenden zb. gew. Pottsche; die SiO<sup>3</sup> verhindert das Schmelzen der  
 38 S leber bildet nur einen dicken Breÿ.  
 39 Unsere S leber ist im Schmelzen eine braunschwarze, nach

-136-

01 dem Erkalten gelbbraune Masse; beim Aufbewahren wird sie aber  
 02 grünlich u zuletzt oberflächlich weiß u nach sehr langer Zeit xstallisirt  
 03 sie wie Sren des Schwefels. Wenn man die S leber in Gläsern t Korken  
 04 fbewahrt, so hält sie sich jahrelang; sie ist amorph an der Luft  
 05 absorbiert sie rasch O, (Wasser) u CO<sup>2</sup>; auch die Lösung derselben in (Wasser) zer-  
 06 setzt sich wenn sie der Luft lange sgesetzt ist; ~~in-erstarren~~, sie schmeckt  
 07 scharf alkalisch u hepatisch<sup>745</sup>; lößt sich in 1-2 Th. kalt. (Wasser) ganz u leicht auf;  
 08 unter Abscheidung von SiO<sup>3</sup> u FeS; indessen beÿde scheiden sich nicht  
 09 vollständig ab, wenn man die Lösung 24 Stunden lang hinstellt; selbst  
 10 die in Glas bereitete S leber setzt eine Spur unlösliches ab. Die  
 11 Aflösung ist gelbroth, oder gelbgrünlich oder ganzgelb, je nach der  
 12 Verdünnung. Salmiak giebt damit bei gehöriger Konzentration  
 13 sogleich, sonst erst allmählig 1 starken Ndrschlg von S u es bleibt  
 14 nur wenig S in Auflösung; indem sich 3 fach S ammonium bildet.  
 15 Mit Salzsre vermischt verschwindet zu Anfang der daraus entstandene

<sup>742</sup> Gemeint ist „prima“, die Schreibweise ist der sächsischen Sprache entnommen.

<sup>743</sup> Der heutige Begriff ist „Reagenzglas“.

<sup>744</sup> Eine Kapelle (Kupelle) ist ein kleines Schmelzgefäß, das hier mit Sand gefüllt worden ist, um eine gleichmäßige Erhit-  
zung zu gewährleisten.

<sup>745</sup> Wörtlich bedeutet es „nach Leber“; gemeint ist allerdings „wie Leber riechend“.

16 Ndrschlg von S entweder ganz oder größtentheils; es entweicht dabei  
17 gar kein Gas, wenn aber der Ndrschlg nicht verschwindet, das Lackmuspapier  
18 geröthet wird, so entweicht auch nur  $\text{H}^2\text{S}$ ; die gefällte S milch ist immer  
19 von einer etwas grau weißen Farbe.  $\text{MgOSO}^3$  giebt t der Lösung eine  
20 nur geringe Trübung; kohlenre Alkalien bringen keine Ndrschläge  
21 hervor.  $\text{CaCl}^2$  u  $\text{BaCl}^2$  schlagen aber S nieder; eine Metalllösung  
22 zugefügt zersetzt das  $\text{KS}^5$ ; wendet man  $\text{HgCy}^2$  an filtrirt das  $\text{HgS}^5$   
23 u S ab so reagirt die filtrirte farblose Flüssigkt sehr stark u  
24 t unterschweiflige Sre; t  $\text{HgCl}^2$ ,  $\text{BaCl}^2$  zeigt nur kleine Mengen  
25 v  $\text{SO}^3$  u  $\text{CO}^2$  an, zu weilen gar keine. Alkohol giebt [mit] der S leber  
26 einen xstallinischen Ndrschlag.  
27 Schwefelwasserstoffschwefelkalium<sup>746</sup> =  $\text{KS} + \text{H}^2\text{S}$  Man leitet  $\text{H}^2\text{S}$  durch  
28 eine Lösung des aetzenden Kalis bis nichts mehr vom Gase absorbirt wird; die  
29 Flüssigkt ist ganz farblos, aber sie färbt sich ungemein schnell gelb indem 2fach  
30 KS entsteht diese einfache Sulfid verhält sich wie das S ammonium[,] unter-  
31 scheidet sich aber nur dadurch das es  $\text{HgS}$  u Sb sulfid flößt; die übrigen electrisch  
32 - S metall werden noch leichter davon fgenommen.

-137-

01 Natrium<sup>747</sup> =  $\text{Na} = 1\text{at} = 1\text{ aeq} = 29,090$ . Man reduzirt es s dem  
02 kaustischen<sup>748</sup> oder kohlenurem Natrium wie das K; es verflüchtigt etwas weniger  
03 leicht als das K; wird übrigens ebenso fbewahrt u hat die größte Aehnlichkt  
04 mit demselben. Das Na ist ein Sn weißes Metall von starkem Glanz spec.  
05 Gew. 0,972; bei gewöhnlich Tempt von Wachsconsistenz, bei 90 $\underline{\text{o}}$  flüssig; verdampft  
06 beim Schmelzpunkt des Glases; oxydirt sich an der Luft aber nicht so leicht als K,  
07 zersetzt sich f dem (Wasser) u lößt sich unter Zischen auf; das H gas entzündet sich dabei  
08 nicht. Mit Hg verbindet es sich zu einem Amalgam; es wirkt reduzierend  
09 wie K u verhält sich demhalb ganz ähnlich; wenn es an der Luft langsam oxydirt  
10 so giebt es ein graues Pulver des Natriumsuboxyds, wird es stärker erhitzt  
11 so nebst NaO, 1 graue blättrige Maße welches s der Luft (Wasser) anzieht u in NaO über-  
12 geht u erst in hoher Temperatur schmilzt u erst in sehr hoher Temp. sich verflüchtigt.  
13 Natriumsuperoxyd  $\text{Na}^2\text{O}^3$ <sup>749</sup> entsteht t O gas[?] durch Erhitzen[,] ist schmutzig grünlichgelb  
14 leicht oxydirbarer Körper nehmen den Ueberschuß v O leicht auf  
15 Aetznatron =  $\text{NaO} + \text{aq}$ <sup>750</sup>. Man bereitet es ganz so wie KO; am  
16 besten 576 Gram guter gew. xst.[kristallisches]  $\text{NaO} + \text{CO}^2$  werden fgelöst in 2370 Gramm  
17 (Wasser) in 1 eisern Kessel bis zum Kochen erhitzt; man wirft noch darauf hinein  
18  $\text{CaO} + \text{aq}$  s 270 Gramm CaO mit 140 Gr (Wasser); wenn nach 1 Stunde des Kochens eine ab-  
19 filtrirte Probe mit ebensoviele destillt (Wasser) versetzt u einem gleich viel  $\text{CaO} + \text{aq} + \text{aq}$   
20 kein Nderschlag mehr giebt, im Gegenfalle muß man noch etwas Kalk zufügen,  
21 so filtrirt man durch 1 Leinenbeutel. Die Trübe Flüssigkt giebt man in  
22 1 grüne Flasche u läßt sie klar werden. Der Rückstand wird sgelaugt u noch  
23 1mal t 1170 Gramm erhitzt u wieder ka[e?]lirt<sup>751</sup>; wird diese Lauge nun nach dem  
24 klären in 1 eisern Kessel bis 1,34 spec. Gew. abgedampft so bekommt [man] 405 Gramm  
25 Lauge, worin sich nur 1wenig NaO, $\text{SO}^3$  befindet nachdem sich 1wenig CaO  
26 daraus abgeschieden hat. Die nicht concentr[ie]te Flüssigkt kann man für die gewöhnl[ichen]  
27 Fälle anstatt des KO brauchen, in den allermeisten Fällen zur Abscheidung des Eisens.  
28 Es ist deshalb bequemer weil man kein Chlor darin hat, weil kein  $\text{SiO}^3$  leicht

<sup>746</sup> Kaliumhydrogensulfid (KHS)

<sup>747</sup> Der Begriff Natrium, den Wackenroder hier konsequent angewendet hat, war erst 1811 von Berzelius eingeführt worden, vorher wurde, wie heute noch im angelsächsischen Sprachraum, oft Sodium verwendet. Im Altertum wurden für die Salze Neter, Nitron und Nitrum, später Natrun und Natron verwendet.

<sup>748</sup> brennend, ätzend; gemeint ist in diesem Fall Natriumhydroxid (NaOH)

<sup>749</sup> Hier ( $\text{Na}_4\text{O}_3$ ) ist ein Gemisch aus Natriumsuperoxid und Natriumoxid 1:1 gemeint;  $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{Na}_2\text{O}$  (siehe Interpretation zu dieser Mitschrift).

<sup>750</sup> Natriumhydroxid (NaOH); die beschriebene Herstellungsmethode ist eine damals gebräuchliche.

<sup>751</sup> Unklar, wahrscheinlich ist der Name für das beschriebene Verfahren gemeint.

29 hinein kommt u weil auch die  $\text{CO}^2$  der Luft nicht so schnell scheint fgenommen zu  
 30 werden.  
 31 Chlornatrium<sup>752</sup> =  $\text{NaCl}^2$ ; wir benutzen gew. nur das gemeine Kochsalz,  
 32 allein in diesem sind Beimengungen v  $\text{MgCl}^2$  o[der]  $\text{CaO}+\text{SO}^3$  enthalten. Das thüringische  
 33 ist sgezeichnet rein u es enthält gew. über 99 % reines  $\text{NaCl}^2$ . Das Steinsalz ist  
 34 fast absolut rein u enthält nur Spuren von  $\text{MgCl}^2$ . Das Meersalz enthält viel  
 35  $\text{MgCl}^2$  u auch etwas  $\text{MgBr}^2$ . Das Salz s den Mutterlaugen ist natürlich am  
 36 wenigsten rein u gerade deshalb als medicin. Mittel geschätzt; wir gebrauchen  
 37 in der Regel in der Phar.[mazie] kein chem. reines Salz, außerdem muß man aber chem.  
 38 reines kohlenres Na mit  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  sättigen u abdampfen oder noch reineres  $\text{NaCl}^2$  f=  
 39 lösen t chem. reinem  $\text{NaO},\text{CO}^2$  versetzen u kochen u den kl.Ueberschuß v  $\text{NaO},\text{CO}^2$  sättigen

-138-

01 Das reine  $\text{NaCl}^2$  bildet völlig farblose Würfel aber selten sind sie ganz  
 02 sgebildet, sondern es sind Gruppen von Würfeln welche die Form eines hohlen  
 03 Trichters haben, ein solcher ist eigentlich nur das 1/4 eines großen Würfel; diese Bildung  
 04 rührt davon her, daß das Salz s der gesättigten Lösung sich nur in der Wärme abscheidet  
 05 seine Löslichkeit im kalt u warmen (Wasser) ist gleich; das gem. Salz ist zuweilen etwas  
 06 gelblich vom Fe oder organ. Substanz gefärbt indem man das sgeschiedene Salz in  
 07 Körbe thut u abtropfen läßt. Die Mutterlauge enthält Organ[isches] s dem Holz.  
 08 Das Asfällen des Salzes geschied nur durch die feuchte Atmosphäre in der Gradier-  
 09 stube, es enthält uhngefähr 3 % hycroscopisches (Wasser) u 1-2 % Decrepitations<sup>753</sup> (Wasser)  
 10 aber manches Steinsalz decripitirt gar nicht. 100 Th. (Wasser) von 14o C lösen nur  
 11 35,8 Th. auf; von 60o C nur 37 Th. u von 109,7o nur 40,4. Darum xstallisirt  
 12 das Salz s der heißgesättigten Lösung nicht heraus u das Salzsieden besteht blos  
 13 darin daß die in großen weiten Pfannen befindliche Lösung einer mäßigen  
 14 Wärme sgesetzt wird zur allmäligen Verdunstung des Wassers.  
 15 Es schmilzt bei Rothglühhitze u verflüchtigt sich dann unzersetzt; an feuchter Luft  
 16 wird es feucht, es zerfließt nicht leicht ganz, am wenigsten wenn es grobkörnig  
 17 ist; wird in den O säuren nur dann zersetzt wenn (Wasser) vorhanden ist; t  $\text{SiO}^3$  geht  
 18 es keine Verbindung ein, aber wohl wenn (Wasser)[stoff?]<sub>gas</sub> einwirkt, so daß  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  gas fortgehen  
 19 kann; selbst die  $\text{SO}^3$  wirkt nicht darauf ein; von anderen Halogenen wird es nicht zer-  
 20 legt, wenn nicht zugleich (Wasser) einwirkt; einige Metalloxyde nehmen aber das  $\text{Cl}^2$   
 21 auf.  $\text{PbO}$  giebt damit  $\text{PbCl}^2$ . Das  $\text{NaCl}^2$  verhält sich gegen einige Chloride als  
 22 wie Salzbasis, es giebt Doppelchlorid, kann aber unmöglich in die Classe der  
 23 Oxyde geworfen werden weil wir von alten Zeiten her es Salz nennen.  
 24 Chlornatron unterchlorigsaures Natron<sup>754</sup> es ist  $\text{NaO}+\text{Cl}^2\text{O}$   
 25 gemischt t  $\text{NaCl}^2$  u entsteht wenn man  $\text{Cl}^2$  in 1 verdünnte Lösung von  $\text{NaO}$  leitet.  
 26 Man [kann] sich aber viel leichter dasselbe darstellen, wenn man guten Chlorkalk mit  
 27 10 Th (Wasser) übergießt in einer Reibschale u dann so lange  $\text{NaO}+\text{CO}^2$  zusetzt bis  
 28 die Flüssigkt nicht mehr durch  $\text{NaO},\text{CO}^2$  u [?] oxalsrem Kali getrübt wird. Die  
 29 Flüssigkt reagirt alkalisch, ist farblos entwickelt t Salzsäure einen starken  
 30 Chlorgeruch; mit Indigolösung versetzt wird diese zerstört rasch u weißt  
 31 ist auch  $\text{NaO}+\text{CO}^2$  darin u  $\text{PbO},\text{Ä}$  giebt damit einen weißen Ndrschlg  
 32 welcher aber bei längerem Stehen gelb u zuletzt braun wird, wie Superoxüd  
 33 Man gebraucht es lieber jetzt als das Kali namentlich zur Reinigung u Des-  
 34 infection schmutziger Wäsche.  
 35 Jodnatrium =  $\text{Jd}^2\text{K}[\text{Na}]$  man bereitet es ganz wie das  $\text{KJd}^2$ ; es xstall[isirt]  
 36 leichter als  $\text{KJd}^2$  hat aber sonst wie es scheint medicin. Vorzüge nicht,  
 37 gebraucht es an einigen Orten anstelle des Jodkalis; ist leicht mit  $\text{NaO}+\text{SO}^3$  [verunreinigt.]

<sup>752</sup> Natriumchlorid oder Kochsalz ( $\text{NaCl}$ ); es werden klare Hinweise über die typischen natürlichen Verunreinigungen gegeben.

<sup>753</sup> Dekripitation beschreibt das Zerplatzen von Kristallen beim Erhitzen, verbunden mit Knistern und Austritt von Wasser.

<sup>754</sup> Wackenroder beschreibt beim Natriumhypochlorit ( $\text{NaOCl}$ ) die traditionelle Bildung durch Umsetzen von Chlor mit Hydroxiden.

- 38 Kohlensaures Natron<sup>755</sup>, einfachsaures =  $\text{NaO} + \text{CO}^2 + 10\text{aq}$ .  
39 übrigens kann s diesem Salz wenn es geschmolzen wird heraus xstallisiren 1  
40 Salz t 8 aq u selbst eines t 5 aq. Das ursprüngliche  $\text{NaO} + \text{CO}^2$  war enthalten

-139-

- 01 in der Asche der Seestrandpflanzen, die verschiedenen Arten Salsola Chenopo[deen]  
02 Salicornia<sup>756</sup> u.s.w. genommen wurden. Diese Asche, die spanische Barilla  
03 Salsolinatium genannt enthält bis 30% Soda; aber das Salicor von der  
04 Küste Narbonne<sup>757</sup> enthält nur 15%. In der Normandie, Irland u Schottland  
05 gewinnt man s verschiedenen Algen u Ficusarten 1 Asche den Vareck oder Kelp  
06 welche nur wenige % enthält 4.5% aber in dieser schlechtesten Asche befindet  
07 sich das meiste  $\text{NaJd}^2$ .  
08 Man hat sich viele Mühe gegeben das  $\text{NaO}, \text{CO}^2$  chem. zu bereiten, aber Alle  
09 Versuche seit den 90er Jahren des vohrigen Jahrhunderts sind ohne Erfolg geblieben  
10 u meißt bei der in Jahr 1820 allgem. bekannt gewordenen Entdeckung stehen ge-  
11 blieben aus dem Glaubersalz es zu bereiten. Man nimmt wie man sagt am  
12 besten 100 Th. Glaubersalz 100 Kreide 50 Th. Kohle werden f einem offenen  
13 Herd unter Einfluß der Flamme geglüht u öfters t einer Krücke umge-  
14 rührt bis das ganze zu einer Schlacke zusammenfließt. Es bildet sich  $\text{CaS}$ ,  
15  $\text{NaO} + \text{CO}^2$  nebst Kohle. Die steinharte schwarze Masse wird t kaltem (Wasser) sge-  
16 laugt so lange sich etwas [au]flößt. Es lößt sich f  $\text{NaO}, \text{CO}^2$  NaS. Durch Umxstallisa[tion]  
17 reinigt man es u trennt es von den Sulfiden u dem Fe, aber von dem  $\text{NaO}, \text{SO}^3$   
18 wird es niemals gereinigt. Das  $\text{CaS}$  lößt sich fast gar nicht im (Wasser) f u bleibt t  
19 Kohle u Creide zurück; will man das Salz absolut rein haben v  $\text{NaO}, \text{SO}^3$   
20 so verfährt man nach Heinrichs Methode so: Man lößt ein gutes  $\text{NaO}, \text{CO}^2$   
21 in 2 Th. warmen (Wasser) f, setzt die Lösung einer strengen Kälte s, man bringt das  
22 gefrorene Salz in eine erwärmte Stube u läßt es ftauen, giebt das Feste in 1 Trichter  
23 zum Abtropfen, was im Trichter bleibt ist manchmal schon rein von  $\text{NaO}, \text{SO}^3$ ;  
24 man lößt es in 1 1/2 Th. f u läßt es nochmals gefrieren zum 3ten Male erhält  
25 man 1 absolut reines von  $\text{NaO}, \text{SO}^3$ ; u kann zu Löthrohrversuchen gebrauchen[t]  
26 werden. Die Laugen kann man gut anders gebrauchen. Man kann die  $\text{SO}^3$  aus dem  
27 gew.  $\text{NaO}, \text{CO}^2$  f keine andere Weise aus Glaubersalz vollkommen entfernen.  
28 Zb nicht t  $\text{BaO}, \text{CO}^2$ . I  
29 In der Natur findet sich auch Soda aber dieses ist immer 1 1/2[faches =] 2 NaO 3 $\text{CO}^2$   
30 u wird Trona oder auch Urao genannt; so in den Natronseen in Egypten  
31 u in Salzseen in Mexiko u in Ungarn. In Ungarn in der großen Ebene  
32 von Debritschin<sup>758</sup> finden sich stehende Sümpfe s welchen im Sommer das  $\text{NaO}, \text{CO}^2$   
33 slaugt u als ein weißes bräunliches Mehl zusammen gekehrt wird; in der  
34 Gegend von Szgedin<sup>759</sup> wird die Erde sgegraben u t (Wasser) sgelaugt u die Salz-  
35 lauge s [und] eingekocht u geglüht; man kennt diese ungarische seit langer Zeit  
36 u benutzt sie seit langer Zeit zu Seife. Die afrikanische Trona war schon  
37 Plinius bekannt, aber von dieser kommt nichts zu uns.  
38 Das einfache  $\text{NaOCO}^2$  bildet (wasser)hal[tig] schiefe rhomb. Prismen, gewöhnlich ganz  
39 kurz, so daß die Xstalle tafelförmig Aussehen haben. Das käufliche Salz ist  
40 manchmal gelblich gefärbt u sehr naß. An der Luft verwittert das Salz sehr  
41 leicht zu 1 weißem Mehl; worin sich aber immer noch 2 3 at (Wasser) ~~sich~~ befinden.  
42 Das xstallisirte bei ganz geringer Erwärmung schmilzt; man kann nur durch

**Formel 100**

<sup>755</sup> Natriumcarbonat ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ )

<sup>756</sup> Bei beiden Pflanzen Salsola (Salzkraut) und Salicornia (Queller) handelt es sich um Sodalieferanten, dazu PIERER (1844), Bd 21, 263 und Bd 19, 188: „*Salsola (sals.L.) Pflanzengattung aus der natürl. Familie der Chenopodeen, [...], in Spanien heimisch [...] in ihrer Asche Soda.*“ und „*Salicornia (sals.L.) Pflanzengattung aus der natürl. Familie der Chenopodeen, [...], aus deren Asche durch Auslaugen Soda gewonnen wird.*“

<sup>757</sup> Südfranzösische Stadt nahe dem Golfé du Lion

<sup>758</sup> Debreczin ist ein Bezirk in Ungarn, in Zeile 34 handelt es sich wahrscheinlich ebenfalls um eine Gegend in Ungarn.

<sup>759</sup> Stadt im Südosten Ungarns, beiderseits der Theis gelegen; Wackenroder veröffentlichte einen Artikel „*Ueber die natürliche Soda aus Ungarn*“, ARCHIV DER PHARMAZIE (1843), 271

43 eine Erhitzung zu 100<sup>o</sup> das (Wasser) vollständig entfernen, es schmeckt schwach alkalisch  
 44 kühlend, aber das (wasser)leere schmeckt scharf alkalisch. Es lößt sich in 2 Th kalt (Wasser) klar  
 45 auf. Das gemeine Salz hinterläßt gewöhnlich Unreinigten; die mit N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> oder

-140-

01 oder Salzsäure angesäuert giebt t BaCl<sup>2</sup> einen starken Ndschlag. Die Lösung  
 02 t Ag lösung versetzt t N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> angesäuert giebt in der Regel kein AgCl<sup>2</sup>, aber  
 03 nicht selten AgS von vorhanden NaS oder unterschwefelichsrem NaO. Die  
 04 neutralisirte Lösung giebt t KO<sub>2</sub>O in der Regel keine Trübung von CaO.  
 05 Spuren von SiO<sup>3</sup> findet man auch wohl zuweilen; aber erst nur durch Ab-  
 06 dampfen mit Salzsäure; mit H<sup>2</sup>S gesättigt wird die (wäss)rige Lösung manchmal  
 07 grün v FeS u wenn man sie t CO<sup>2</sup> ganz sättigt u der Luft ssetzt, so scheidet  
 08 sich auch Fe<sup>2</sup>O<sup>3</sup> hydrät ab. Die Soda erhält sich zu den anderen Salzbasen im  
 09 Feuer u sonst chemisch ganz so wie KO<sub>2</sub>CO<sup>2</sup> u wird daher auch jetzt meistens  
 10 anstatt des KO<sub>2</sub>CO<sup>2</sup> benutzt.  
 11 Zweifachkohlensaures Natron<sup>760</sup> = NaO,2CO<sup>2</sup> + 2 aq man kann diese Salz darstellen  
 12 wie das KO+2CO<sup>2</sup>, indessen ist es schwieriger darzustellen weil es weniger leicht xstallisirt.  
 13 Man nimmt eine conc. Lösung v NaO+CO<sup>2</sup> u setzt diese in eine Atmosphäre von CO<sup>2</sup>.  
 14 Man erhält nun dann gewöhnlich eine Salzrinde; nimmt man xstallisiertes Salz u bringt  
 15 diese in 1 Atmosphäre von CO<sup>2</sup> so nimmt das Salz noch ein 2tes At. CO<sup>2</sup> [auf] u verliert sein  
 16 Xstall(wasser) u bildet als dann ein hartes xstallisiertes Salz. Einige Fabrikanten wenden zer-  
 17 fallenes NaO,CO<sup>2</sup> an u sehr oft ist dieses Salz nicht vollständig gesättigt.  
 18 Das anderthalbkohlensaure Natron<sup>761</sup> = NaO,11/2CO<sup>2</sup> im xstallisirten Zustande kann  
 19 man sich bereiten wenn von 6 Theilen reines kohlensaures Natron in 4 Th H<sup>8</sup>N<sup>2</sup>,O+CO<sup>2</sup>  
 20 in 4 Th. warmem (Wasser) auflößt u nun etwas abdampft; man erhält ziemlich große Xstalle  
 21 von 2 NaO+3CO<sup>2</sup>+4aq.  
 22 Das NaO+2CO<sup>2</sup> muß ein hartes xstallinisches Salz bilden, gewöhnlich wie Salzrinde oder  
 23 auch Salzkugeln. Das pulverförmig zerfallene NaO,2CO<sup>2</sup> ist immer t einer Beimengung  
 24 von 2NaO+3CO<sup>2</sup> (NaO+11/2CO<sup>2</sup>) verdächtig<sup>762</sup>. Es verwittert nur wenig an der Luft  
 25 u immer nur oberflächlich. Es verliert 1/2 at CO<sup>2</sup> nicht leicht wohl aber wenn es naß  
 26 ist u feucht. Es lößt sich nach Berzel[ius]. in 8 Th. nach Rose in 13 Th. (Wasser), bei gewöhnlicher  
 27 Temperatur unverändert. Die Auflösung reagirt neutral, nur wenn das Natron an  
 28 der Luft länger liegt wird es braun. Eine sehr schwache alkalische Reaktion ist  
 29 aber wahrzunehmen, wenn man auch das Papier darin läßt. Die Auflösung verhält sich  
 30 gegen MgO, CaO Salz wie das KO+2CO<sup>2</sup> verdünnte MgO+SO<sup>3</sup> erleidet gar keine Trübung.  
 31 CaCl<sup>2</sup> wird bei starker Verdünnung auch nicht gefällt, aber doch leichter als MgO salze.  
 32 Bei Concentration aber schlägt sich CaO+CO<sup>2</sup> nieder. HgCl<sup>2</sup> in concentr. Lösung giebt  
 33 damit einen weißen Ndschlg, er wird aber beim Stehen braun. Sehr stark verdünnte  
 34 Lösung des HgCl<sup>2</sup> giebt mit der Lösung des KO+CO<sup>2</sup> gar keinen Ndschlg beim Stehen aber [es]  
 35 schlägt sich allmähig ein weißer Ndschlg zu Boden. Es kann das Salz noch t SO<sup>3</sup> oder SiO<sup>3</sup>  
 36 auch wohl t CaO verunreinigt sein oder gar t Metallen. Wird die Aflösung des kohlensrn  
 37 Salzes gekocht, so verliert sie 1/2 at CO<sup>2</sup> u reagirt dann alkalisch; das 2te Atom geht erst  
 38 fort wenn das Salz ganz eingetrocknet ist u sehr stark erwärmt wird. Aus diesem  
 39 Grunde enthält das NaO+CO<sup>2</sup> in der Regel etwas mehr CO<sup>2</sup> als 1 At u es nähert sich  
 40 deshalb in seiner stöchiometrischen Zusammensetzung dem H<sup>8</sup>N<sup>2</sup>,OCO<sup>2</sup>.  
 41 Schwefelsaures Natron<sup>763</sup> = NaO+SO<sup>3</sup>+10aq. Dieses xstallisirt sehr häufig s den  
 42 Salzsoolen u zwar in Verbindung t CaO,SO<sup>3</sup> u NaCl<sup>2</sup>. Dieser Pfannenstein<sup>764</sup> wie  
 43 er genannt wird, wird blos t kaltem (Wasser) übergossen wobei sich allmähig NaO+SO<sup>3</sup>

<sup>760</sup> Natriumhydrogencarbonat (NaHCO<sub>3</sub>) wurde früher auch „Doppeltkohlensaures Natron“ genannt.

<sup>761</sup> Es handelt sich hierbei um eine Mischung von Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> + NaHCO<sub>3</sub>.

<sup>762</sup> gemeint, im Sinne von „verunreinigt“

<sup>763</sup> Natriumsulfat (Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>), das bereits 1658 von Johann Rudolph Glauber (1604–1660) aus NaCl und H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> bei der Salzsäure-Darstellung erhalten worden war. Das wasserhaltige Natriumsulfat (Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> x 10 H<sub>2</sub>O) wird auch heute noch „Glaubersalz“ genannt.

<sup>764</sup> Natriumsulfathaltiges Salzgemisch, das in den Pfannen, die bei der Salzgewinnung verwendet wurden, auskristallisierte.

44 auflöst, welches durch Xstallisation wieder gewonnen wird; es giebt dieses das reinste  
45 u schönste  $\text{NaO}+\text{SO}^3$ ; aber nur gewisse Salinen liefern Pfannenstein u  $\text{NaO},\text{SO}^3$ . In  
46 Thüringen kaum, aber Schönebeck<sup>765</sup> ungeheuer viel. Gegenwärtig verwandelt man  
47  $\text{NaCl}^2$  mit  $\text{SO}^3$  geradezu in  $\text{NaO},\text{SO}^3$  u benutzt nicht einmal die  $\text{H}^2\text{Cl}^2$ . Am Frühesten [arbeitete]  
48 man in so in Schottland u England; man gewinnt seitdem große Mengen  $\text{NaO}+\text{SO}^3$

-141-

01 in Salmiakfabriken; dieses enthält viel  $\text{H}^8\text{N}^2,\text{O}+\text{SO}^3$ .  $\text{H}^8\text{N}^2\text{Cl}^2$ ,  $\text{NaCl}^2$  u be-  
02 sonders viel übelriechendes empyreumatisches<sup>766</sup> Oel. Man kann es durch Umxstallisiren  
03 farblos bringen, aber man erhält doch eine bräunliche stinkende Mutterlauge.  
04 Man erhält es noch bei Bereitung des  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  durch  $\text{SO}^3$ . Es muß das ueberschüssige  $\text{SO}^3$   
05 mit etwas  $\text{NaO},\text{CO}^2$  nachgesättigt werden. Will man den Ueberschuß an  $\text{SO}^3$  durch  $\text{CaO}$   
06 entfernen, so entsteht eine Art Doppelsalz ähnlich dem Pfannenstein u man hat zuviel  
07 Verlust. Dieses  $\text{NaO}+\text{SO}^3$  nun so wie auch das von der Darstellung des  $\text{ZnO}$  durch  $\text{NaO}+\text{CO}^2$   
08 kann mit metall. Theilen verunreinigt sein. Man hat [es] in der Regel nicht nöthig  
09 das käufliche durch Lösen in (Wasser) zu reinigen, was übrigens leicht geschehen kann. Das  $\text{NaO}+\text{SO}^3$   
10 xstallisirt in unregelmäßigen 8seitigen Prismen, denen ein schiefes rhombisches  
11 Prisma zu Grunde liegt. Beÿ übereilter Xstallisation bildet es auch kleine  
12 spießige Xstalle; es schmeckt rein kühlend bitterlich salzig; es verwittert an der  
13 Luft leichter u stark. An trockener warmer Luft zerfällt es sehr leicht; aber es  
14 behält auch immer etwas (Wasser) zurück u muß also wenn es erforderlich ist noch einmal nach-  
15 getrocknet werden. Schon bei gelinder Stubenofenwärme, zerfließt es, aber  
16 es verliert durch längeres Erhitzen sein (Wasser) u wird fest; es schm[i]lzt bei starkem Rothglüh-  
17 feuer ohne Zersetzung. Mit C geglüht wird es in in  $\text{NaO}$  verwandelt unter Ent-  
18 wicklung von  $\text{CO}^2$  [ $\text{CO}$ ]. Anfangs entsteht  $\text{NaO}$  u  $\text{NaS}^2$ . Das Salz löst sich in (Wasser) sehr leicht  
19 auf, aber merkwürdig ist, daß es mit zunehmender Temperatur des (Wass)ers nicht löslicher  
20 wird; sondern 100 Th.(Wasser) v 00c lösen 12,2 Theile auf; 100 Th (Wasser) - 330 lösen 32,2 f  
21 100 Th.(Wasser) von 340 lösen 3/2Th. 100 Th (Wasser) v 50,5 lösen 262,5. 100 bei 103,20 lösen  
22 nur 208,5 Th.<sup>767</sup> Wenn man daher eine bei 330 gesättigte Lösung zu Kochen erhitzt,  
23 so trübt sie sich u fast 1/3 der Salzes schlägt sich (wasser)leer nieder u deshalb schlägt sich auch  
24 s Soolen  $\text{NaO}+\text{SO}^3$  u  $\text{CaO}+\text{SO}^3$  als Pfannenstein unlöslich nieder. Wenn eine  
25 gesättigte Lösung von Glauberslz bei + 7 120 xstallisirt, so erhält man  $\text{NaO}+\text{SO}^3+8\text{aq}$ .  
26 In Alkohol ist es nicht löslich u s seiner (wäss)rigen Lösung wird es durch Alkohol xstallinisch  
27 gefällt, aber nicht so leicht als  $\text{KO}+\text{SO}^3$ . Die (wäss)rige Lösung reagirt völlig neutral u  
28 das Lackmuspapier darf auch an der Luft liegend nicht sauer werden.  $\text{H}^8\text{N}^2$  salze,  $\text{KO}$   
29 zeigt  $\text{MgO}$  oder  $\text{Al}^2\text{O}^3$ ,  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  an;  $\text{KO}+\text{O}$  zeigt  $\text{CaO}$  an.  $\text{H}^2\text{S}$  u  $\text{H}^8\text{N}^2,\text{S}$  t  $\text{H}^2\text{S}$  schlägt  
30  $\text{Fe}$ ,  $\text{Cu}$ ;  $\text{Pb}$  von unreiner  $\text{SO}^3$  oder  $\text{Zn}$  nieder.  $\text{KO}+\text{Sb}^2\text{O}^5$  giebt sogleich einen Nderschg  
31 v  $\text{NaO}+\text{Sb}^2\text{O}^5$ .  $\text{PbCl}^2$  oder  $\text{Tr}$  dürfen kein  $\text{KO},\text{SO}^3$  anzeigen.  $\text{AgO}+\text{N}^2\text{O}^5$  kein  $\text{NaCl}^2$   
32  $\text{H}^8\text{N}^2\text{Cl}^2$ , oder Empyreumen durch röthliche Färbung im Licht.  $\text{KO}$ , darf kein  $\text{H}^6\text{N}^2$  entwickeln.  
33 Doppeltschwefelsaures Natron<sup>768</sup> =  $\text{NaO}+2\text{SO}+3\text{aq}$ . zu erhalten v 1  $\text{NaO},\text{SO}^3$   
34 t 1  $\text{SO}^3$  u Abdampfen zur Trockne. Das  $\text{SO}^3$  Aq entweicht bei starkem Rothglühen u  $\text{NaO}$ ,  
35  $\text{SO}^3$  hinterbleibt; durch viel (Wasser) wird es zerlegt; mit wenig (Wasser) umxstallisirt erhält  
36 man es in großen Xstallen t 4at Aq ( $\text{NaO}+2\text{SO}^3+4\text{aq}$ ). Es zerfließt in feuchter Luft.  
37 Salpetersaures Natron =  $\text{NaO}+\text{N}^2\text{O}^5$ <sup>769</sup>. Dieses Salz findet sich in Peru  
38 u Chili [heute: Chile] in großen Mengen u zwar in Thonlagern; man löst es in (Wasser) f u xstallisirt es.  
39 Dieser käufliche sogenannte Chilialpeter ist meist braun oder röthlich gefärbt, er enthält  
40 aber sehr viel  $\text{NaCl}^2$  u auch  $\text{KO},\text{N}^2\text{O}^5$  u erdige Theile. Man reinigt ihn übrigens sehr leicht  
41 wenn man ihn in wenig (Wasser) flößt, etwas  $\text{N}^2\text{O}^5$  hinzusetzt u abdampft hierauf f-  
42 lößt u umxstallisirt. Außerdem kann man auch  $\text{NaO}+\text{CO}^2 + \text{N}^2\text{O}^5$  sättigen u xstallisiren.

<sup>765</sup> Es handelt sich um einen Salzort an der Elbe, der südlich von Magdeburg gelegen ist.

<sup>766</sup> bedeutet: „durch Verkohlung entstanden“

<sup>767</sup> Hier ist einiges unklar, wahrscheinlich ist Sänger beim Schreiben nicht mitgekommen. Es handelt sich um die unterschiedliche Löslichkeit des wasserfreien und des kristallwasserhaltigen Natriumsulfates.

<sup>768</sup> Beim Natriumhydrogensulfat ( $\text{NaHSO}_3$ ) sind Beschreibung und Verhalten exakt dargelegt.

<sup>769</sup> Natriumnitrat ( $\text{NaNO}_3$ ) ist in großen Mengen als sogenanntes Chile-(hier: Chili-)salpeter stark durch Sand, Ton und andere Salze verunreinigt. Rohes Chilesalpeter wurde häufig auch Caliche genannt.

43 Das  $\text{NaO} + \text{N}^2\text{O}^5$  xstallisirt in völlig (wasser)klaren stumpfen Rhomaädern, weshalb dieses  
 44 Salz auch früher Nitrumrhombaidal genannt wurde. Es schmeckt kühlend, salzig  
 45 u nicht so stark als Salpeter. An feuchter Luft wird es etwas feucht u deshalb [ist es] nicht zu-  
 46 gebrauchen als Schießpulver. Es schmilzt sehr leicht u (wasser)klar ohne Zersetzung u erstarrt zu  
 47 einer xstallischen Masse; stärker erhitzt giebt es  $\text{NaO} + \text{N}^2\text{O}^3$  von alkalische Reaktion  
 48 Es verpufft mit C wie  $\text{KO}, \text{N}^2\text{O}^5$  aber doch nicht so stark wie Kalisalpeter. 100 Th.(Wasser) v 00

-142-

01 lösen 73 Th. f. v 100 173 Theile Die Auflöschung reagirt völlig neutral. [Mi]t  
 02  $\text{KO} + \text{Sb}^2\text{O}^5$  giebt 1 xstallinisch Ndschlg Fe (oder)  $\text{PbCl}^2$  geben keine Fällung. Mit  $\text{SO}^3$   
 03 zersetzt bekommt man das verwitternde Glaubersalz; von wässrigem Weingeist wird  
 04 es etwas gelöst.  
 05 Phosphorsaures Natron <sup>770</sup> =  $2\text{NaO}, \text{aq} + \text{cP}^2\text{O}^5 + 24\text{aq}$ . Dieses Salz bildet  
 06 sich wenn man 1  $\text{P}^2\text{O}^5$  t  $\text{NaO}, \text{CO}^2$  bis zur schwach alkalischen Reaktion sättigt[,] abdampft  
 07 u xstallisirt. Man nimmt gewöhnlich die Sre s Knochen, braucht aber keineswegs  
 08 dazu die gereinigte Sre. Man bekommt hierbei immer einen Ndschlg von basischen  
 09 phosphorsren Salzen u ebenso kann man auch den t - s der Knochensre gefällten  
 10 Ndschlg t (Wasser) u  $\text{NaO}, \text{CO}^2$  digeriren. Wenn der durch Weingeist gefällte phosphorsr  
 11  $\text{CaO}$  ist:  $2\text{CaO} \text{ aq } \text{P}^2\text{O}^5$ , so verwandelt er sich durch Umsalzen t  $\text{NaO} + \text{CO}^2$  in Knochenerde<sup>771</sup>.  
 12 Wenn man diesen  $\text{CaO} + \text{P}^2\text{O}^5$  oder selbst auch die Knochen mit überschüssigen  $\text{NaO}, \text{CO}^2$  dig[erier]t **Formel 101**  
 13 so wird der Knochenerde noch  $\text{P}^2\text{O}^5$  entzogen, weil ein noch mehr basisches  $\text{CaO}$  salz entsteht.  
 14 Sättigt man t  $\text{NaO} + \text{CO}^2$  gerade bis zur Neutralisation, so ereignet es sich das  
 15 die Mutterlauge sauer wird. Es kann sein[,] daß wenn die  $\text{P}^2\text{O}^5$  sehr As haltig ist[,]  
 16 das Salz As haltig auch wird. Kleinere Mengen As bleiben aber beim Kalk.  
 17 Das Salz xstallisirt in schiefen rhombischen Prismen gewöhnlich kurz, glasglänzend  
 18 u durchsichtig[,] an der Luft verwitternd, wobei aber nur etwa 5 at (Wasser) fortgehen. Schmilzt  
 19 nun dasselbe so verliert es 1at basisches (Wasser) u das wieder fgelöste Salz bleibt. Die (wäss)rige  
 20 Lösung des  $2\text{NaO} + \text{bP}^2\text{O}^5$  reagirt stark alkalisch, es löst sich das T 2te aq in 2 Theilen  
 21 heißem u 4 kalt. (Wasser) auf, vollständig u klar. Häufig bleibt eine Trübung v  $\text{CaO}$ ;  
 22 die (wäss)rige Lösung reagirt sehr schwach alkalisch; sehr starke alkalische Reaktion  
 23 zeigt einen Ueberschuß v  $\text{NaO}$  [an]. ~~Das~~  
 24 Das b'phosphorsre Salz<sup>772</sup> reagirt stark alkalisch.  
 25 Das Salz muß t  $\text{BaCl}^2$  1 weiß[en] in  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  völlig löslichen Ndschlg geben eine geringe  
 26 Trübung, bemerkt man aber meistens #### weil zur Darstellung gewöhnlich kein ganz  
 27 reines  $\text{NaO} + \text{CO}^2$  angewandt wird.  $\text{H}^2[\text{Cl}]^2$  findet sich gewöhnlich nicht drin,  $\text{H}^6\text{N}^2$  giebt  
 28 meistens nur geringe Trübung v ( $\text{MgO}, \text{P}^2\text{O}^5 \text{H}^6\text{N}^2$ ), denn diese des knochensren  
 29 löst sich ein wenig in  $\text{NaO} + \text{P}^2\text{O}^5$  auf; namentlich wird leicht das Reagens  $\text{MgO}$  haltig  
 30 wenn Acid.phosphoric. lapos<sup>773</sup> genommen wird.  $\text{CaO}$  findet sich viel seltener darin  
 31  $\text{H}^2\text{S}$  nach Ansäuerung darf weder  $\text{As}^2$  noch  $\text{Cu}$  anzeigen; S ammonium nicht die  
 32 mindeste Färbung von Fe.  $\text{PbO}, \text{Ä}$  giebt 1 sehr starken Nderschlg welcher in  $\text{N}^2\text{O}^5$   
 33 sich leicht u völlig flösen muß ohne Afbrausen.  
 34 Zweifach phosphorsaures Natron <sup>774</sup>, oder 1basisches t  $\text{NaO} + 2\text{aq} + \text{c}2\text{PO}^5 + 2\text{aq}$   
 35 wenn dem dann gewöhn. Salz noch 1  $\text{P}^2\text{O}^5$  zusetzt u abdampft so entsteht dieses  
 36 Salz, welches auch durch langes Erhitzen des Phosphorsre Ammoniaknatron sich bildet;  
 37 es reagirt sauer; löst sich in (Wasser) sehr leicht auf, bildet nur Schuppen u ist in Alkohol  
 38 unlöslich, man glaubte 1 Zeit lang es sei eine eigenthümliche Säure u nannte sie  
 39 Perlsäure<sup>775</sup>; nemlich das Hornsalz lange gekocht wird sauer u liefert dieses phos=  
 40 phorsure Salz.

<sup>770</sup> Di-Natriumhydrogenphosphat ( $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ )

<sup>771</sup> Gemeint ist entweder Tri-Calciumphosphat [ $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ] oder Calciumhydrogenphosphat ( $\text{CaHPO}_4$ ) oder deren Mischung.

<sup>772</sup> Vielleicht auch „biphosphors[au]re Salz“ geschrieben, gemeint ist Tetra-Natriumpyrophosphat ( $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ).

<sup>773</sup> Name bedeutet „Phosphorsäure des Steines“.

<sup>774</sup> Natriumdihydrogenphosphat ( $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ )

<sup>775</sup> Man erhält beim Glühen dieser Verbindung Perlen, die auch in der Analytik zur Erkennung der Metalle eingesetzt werden können (Phosphorsalzperle).



- 41 Phosphorsaures Ammoniaknatron <sup>776</sup> =  $\text{NaO}, \text{H}^4\text{N}^2, \text{O}, \text{aq} + \text{cP}^2\text{O}^5 + 8\text{aq}$   
 42 man erhält es ziemlich rein wenn man 6 Th.  $\text{NaO}, \text{P}^2\text{O}^5$  u 1 Th Salmiak in 2  
 43 Th. heißem (Wasser) flößt u die Flüssigkeit erkalten läßt; die Mutterlauge enthält  
 44 vorzüglich  $\text{NaCl}^2$ , zum Wegwerfen . Wenn man 2 gleich Helften v Am u phosphor Natr

-143-

- 01 nimmt die Eine t überschüssigem  $\text{H}^6\text{N}^2$  die andere t  $\text{NaO}, \text{CO}^2$  filtrirt u  
 02 nun beide Flüssigkeiten <sup>777</sup> mischt u abdampft, so erhält man ein schön xstallisches  
 03 reines Salz in ziemlicher Menge; dieses bildet tafelfartige Xstalle, welche  
 04 an der Oberfläche an der Luft verwittern u zugleich etwas  $\text{H}^6\text{N}^2$  verlieren, im  
 05 Feuer schmilzt es leicht verliert (Wasser),  $\text{H}^6\text{N}^2$  u schmilzt zu 1 kl. Perle. Anfangs ent-  
 06 steht  $\text{NaO}, \text{aq} + \text{P}^2\text{O}^5$ , sie reagirt sauer u hat die bekannte richtige Eigenschaft  
 07 Oxyd fzulösen zu Phosphorsalzen t karackteristischer Farbe. Die Perle ist immer  
 08 weiß u wird nie so hat wie [die] Boraxperle; ~~### ist blos~~ [?] . Das  $\text{H}^6\text{N}^2$  wird s dem  
 09 Salze sgetrieben f nassem Wege durch andere Sren u selbst durch Kochen mit (Wasser).  
 10 Boraxsaures Natron, 2fach saures <sup>778</sup> =  $\text{NaO}, 2\text{BO}^3 + 10\text{aq}$  übrigens  
 11 kann bei einer niederen Temperatur s der Lösung 1 Borax dargestellt werden t  
 12 15 aq. Der Borax wird bezogen s Thiebet u Persien unter dem Namen Tinkal <sup>779</sup>  
 13 er soll durch Verdunsten des (Wass)ers eines Binnensees gewonnen werden, meist gewöhnlich  
 14 f Latten gerieben [?] um das Seewasser abzuhalten; das Tinkal ist eine krümliche  
 15 graue Salzmasse worin sich einige sgebildete Xstalle befinden ; dieses wird in [??]  
 16 gereinigt, meist unter Zusatz v  $\text{NaO}, \text{CO}^2$  u kommt nun so in den Handel.  
 17 Man gewinnt jetzt den Borax in großer Menge s der [?]  $\text{BO}^3$  u  $\text{NaO} + \text{CO}^2$ .  
 18 Der Borax xstallisirt in in ziemlich großen Xstallen welchem 1 schiefen rhombischen  
 19 Prisma zu Grunde liegt; wird die Lösung dieses prismischen Borax bei einer  
 20 gemäßigten Temperatur zur Kristallisation gebracht, so erhält man den 5 atomig octaädrischen.  
 21 Der käufliche bildet gewöhnlich keilförmig vollständige sgebildete Xstalle; es  
 22 schmeckt schwach salzig alkalisch u reagirt stark alkalisch; nannte ihn daher früher  
 23 ein basisches Salz, gerade wie das  $\text{KO} + \text{CO}^2$ . An der Luft verwittert der Borax sehr langsam  
 24 u verliert nur 1 Theil seines (Wass)ers. Wenn man ihn aber erhitzt so schmilzt er, bläht  
 25 sich sehr auf, u hinterläßt 1 trockne poröse (wasser)freie Salzmasse. Ziemlich stark  
 26 erhitzt schmilzt er zu einem durchsichtigen Glase =  $2\text{BO}^3 + \text{NaO}$ . Das Glas kann man  
 27 aber nur in 1 Pt. tiegel bereiten, weil das schmelzende Borax alle Erden, alle Metalloxyde  
 28 flößt in der Art, daß Doppelsalze entstehen; von dieser Art sind alle Boraxsalze [?]  
 29 die wir s dem Bo.[rax] hervorbringen Die  $\text{SiO}^3$  löst sich in dem Borax nicht auf. Indessen  $\text{NaO}, 2\text{BO}^3$   
 30 eine geringe Verbindung v  $\text{SiO}^3$  u  $\text{BO}^3$  findet doch statt. Das Boraxglas kann an der Luft  $\text{CaO} + \text{BO}^3$   
 31 nicht fbewahrt werden, sondern es zieht (Wasser) an; der Borax t noch 1 at  $\text{NaO}, \text{CO}^2$  ge-  
 32 schmolzen liefert 1fach borsaures Natron; dieses Salz reagirt noch stärker  
 33 alkalisch u giebt mit Salzen[,] Erden u Metalloxyden andre Niederschl[ä]g[e], 1fach borsaure  
 34 Salze; namentlich wird das  $\text{AgO}$  dadurch braun niedergeschlagen; das Borax löst sich  
 35 in 2 Th. heiß u 12 Th. kaltem (Wasser) auf. Die Lösung giebt t  $\text{AgO}, \text{N}^2\text{O}^5$  1 weißen in  $\text{N}^2\text{O}^5$   
 36 sehr leicht löslichen Ndschlg; t  $\text{BaCl}^2$  1 weiß[en,] schon in vielem (Wasser) nicht ganz löslich;  
 37  $\text{PbO}, \text{Ä}$  giebt ebenfalls 1 weißen Ndschlg, der sich aber in (Wasser) nur wenig, dagegen leicht in  
 38  $\text{Ä}$  u  $\text{N}^2\text{O}^5$  vollständig flößt; gewöhnlich ist der Borax ganz rein u enthält auch kein  
 39 Metall u Erden.  
 40 Lithium =  $\text{L}^{\text{780}}$  = 1 At = 1 aeq = 8,0810 es kommt in der Natur nur allein

<sup>776</sup> Natriumammoniumhydrogenphosphat  $[\text{Na}(\text{NH}_4)\text{HPO}_4]$  ist sogenanntes Phosphorsalz. Es wird noch heute für die Phosphorsalzperle in der qualitativen Analytik verwendet.

<sup>777</sup> Sehr unleserlich geschrieben, gemeint ist: zwei gleiche Hälften von Natrium- und Ammonium-dihydrogenphosphat.

<sup>778</sup> Natriumtetraborat ( $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \times 10 \text{H}_2\text{O}$ ) genannt Borax (persischen Ursprungs); war schon den arabischen Alchimisten bekannt und stammte ursprünglich aus Boraxseen im westlichen Tibet, findet als Flussmittel bei Metall- und Emaillearbeiten Verwendung, vgl. H. LÜSCHEN (1968), 194.

<sup>779</sup> Tinkal ist ein alter tibetanischer Name für Borax.

<sup>780</sup> Heutiges chemisches Symbol ist Li, erst 1817 durch Johann August Arfvedson (1792–1841) im Laboratorium von Berzelius entdeckt. Der Name kommt von „Lithos“ (griech. = Stein), weil es zuerst im Mineral Petalith gefunden wurde. Die Darstellung des Metalls gelang erst 1855 Wilhelm Bunsen (1811–1899) und August Matthiesen (1831–1870)

41 t  $\text{SiO}^3$  verbunden vor, in dem Spodumen<sup>781</sup> im Petalith<sup>782</sup> u in einigen Glimmererzen s welches  
 42 es auch dargestellt werden muß; es findet sich als L, man kann daraus das Matall ab=  
 43 scheiden s [wie] das K u Na s seinen Oxýden, aber bis jetzt ist [wegen] der Seltenheit des L oxýdes das  
 44 Metall noch wenig abgeschieden worden; man weiß nun, daß es sich im allgem.

-144-

01 chem. ganz ähnlich dem K u Na verhält.  
 02 Es bildet 2 Oxýde des L.  
 03 Lithiumoxýd = LO ist ein alkalisches Oxýd gerade wie KO u NaO, u bildet  
 04 auch wie diese ein Hydrat KO+aq. Dieses Alkali ist als Hydrat weiß xstallinisch  
 05 von stark alkalischem Geschmack an der Luft nicht zerfließlich u im (Wasser) wenig[er]  
 06 löslich als KO, u NaO+aq es giebt mit den Sren Salze welche den entsprechenden KO u  
 07 NaO salzen sehr analog aber auch spec. verschieden sind.  
 08 Das Lithiumsuperoxýd entsteht wen[n] man LO+aq oder  $\text{LiCO}^2$  längere Zeiten  
 09 der Luft oder unter O gas glüht; hieraus erklärt sich auch wohl daß das Pt von den [?]  
 10 eben genannten so stark angegriffen wird u viel stärker als vom KO u NaO  
 11  $\text{KCl}^2$  das Chlor Lithium ist dem  $\text{KCl}^2$  sehr ähnlich u kristallisirt in Würfeln  
 12 es zeichnet sich aus durch seine starke Zerfließlichkt an der Luft[.] ist in (Wasser) sehr leicht löslich  
 13 u ertheilt der Flamme eine Purpurfarbe wie  $\text{SrCl}^2$  uhngefähr.  
 14 Kohlensaures Lithium =  $\text{LiO}+\text{CO}^2$ ; es xstallisirt schwierig, schmilzt in  
 15 der Hitze u verhält sich dann gegen Kohle  $\text{SiO}^3$  u S gerade so wie KO+ $\text{CO}^2$   
 16 das geschmolzene Salz lößt sich aber schwer in (Wasser) auf es bedarf 100 Th. kalten  
 17 (Wasser)s zur Auflösung u in dieser Beziehung nähert sich das L den alkalischen Erden  
 18 Das schwefelsaure Lithium =  $\text{LO}+\text{SO}^3+\text{aq}$  ist ein in (Wasser) sehr leicht lös-  
 19 liches Salz xstallisirt in 4seitigen Prismen verwittert an der Luft wenig oder  
 20 gar nicht.  
 21 Das phosphorsaure [Lithium] ist schwer flöslich u es wird phospor Natr/ium/ durch Ueberschuß  
 22 aus Ammoniak<sup>783</sup>[?] gefällt wie  $\text{MgOP}^2\text{O}^5$  xstallinisch; es unterscheidet sich von  
 23 der gefällten Kalkerde insbesondere dadurch daß es t Soda klar zusammen schmilzt,  
 24 während die  $\text{MgOP}^2\text{O}^5$  keine klare Perle giebt.  
 25  
 26 Alkalische Erden<sup>784</sup>  
 27  
 28 Barium<sup>785</sup> = Ba = 1at = 1aeq = 85,688 Wenn BaO+aq oder BaOCO<sup>2</sup>  
 29 nebst Hg in den Kreis der voltaischen Säule gebracht wird, so entsteht Ba  
 30 amalgam; wenn man nun dieses Amalgam in 1 Glasretorde stark erhitzt  
 31 so destillirt das Hg über u Ba bleibt zurück; man kann aber auch BaCl<sup>2</sup>  
 32 durch K dämpfe reduzieren wobei wir Ba frei von K enthalten; das Metall  
 33 ist dunkelgrau u hämmerbar, von 1 spec. Gew. welches größer als 4 ist; es schmilzt  
 34 ganz schwer in der Rothglühhitze; aber beim Weißglühen kann es erst sublimirt  
 35 werden; an der Luft erhitzt oxýdirt es sich zu BaO u beim Erhitzen verbrennt  
 36 es t rothem Lichte; das (Wasser) wird davon t Heftigkeit zersetzt, wie beim NaO; ver=  
 37 hält sich den Alkalimetallen gleich als ein sehr positiv electrk[isches] Metall u steht  
 38 in seiner chem. Verwandschaft den Alkalimetallen am nächsten; es bildet eine  
 39 Salzbasis, Oxýd [und] Superoxýd.

---

mittels Elektrolyse des geschmolzenen Chlorides, vgl. E. PILGRIM (1950), 199–201.

781 Schmuckstein, Lithium-Tonerde-Silikat, benannt von d'Andral aus dem Griechischen „brenne zu Asche“, vgl. H. LÜSCHEN (1968), 325.

782 Schwedisches Mineral ( $\text{LiAlSi}_4\text{O}_{10}$ ) aus dem Bergwerk von Üto, Johann August Arfvedson (1792–1841) erhielt daraus das Sulfat, vgl. S. ENGELS / A. NOWAK (1983), 110.

783 Text ist interpretiert, hier wird die Bildung von Lithiumammoniumphosphat oder Lithiumphosphat beschrieben.

784 Heutige Bezeichnung ist Erdalkalimetalle, es werden Barium, Strontium, Calcium und Magnesium beschrieben; Beryllium konnte hier noch nicht zugeordnet werden.

785 Abgeleitet von „barys“ (griech. = schwer); Carl Wilhelm Scheele (1742–1786) wies bei der Untersuchung von Bariummanganit auf „Baryterde“, also dem Bariumoxid, hin. Zuerst dargestellt von Humphry Davy (1778–1829) durch Elektrolyse.

- 40 Bariumsuperoxid =  $\text{BaO}^2$  entsteht sehr leicht wenn man BaO in einem  
41 Porzellanrohr erhitzt u O hinüber leitet; in geringer Menge bildet sich dasselbe

-145-

- 01 aber auch wenn man  $\text{BaO} + \text{N}^2\text{O}^5$  für sich glüht aber nicht zu stark, es entweicht dabei  
02  $\text{N}^2\text{O}$  u,  $\text{O}^3$ ; aber vom O wird immer wieder vom BaO etwas fgenommen, u daher  
03 erscheint dasselbe immer etwas grau. Das Superoxid ist dunkelgrau durch heftiges  
04 Glühen zerlegt es sich in Oxid u O t kaltem (Wasser) entsteht ein Hydrat aber heißes (Wasser) scheidet  
05 O gas ab u es entsteht BaO hydrate; wie alle Superoxide oxydirt es es verbrenliche  
06 Körper sehr leicht welche damit erhitzt werden. Aufgezeichnet ist sein Verhalten gegen  
07  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  in dem diese Salze O gas daraus abscheidet, welches vorhandenes (Wasser) in H[Wasserstoff]super-  
08 oxid verwandelt.

**Formel 102**

- 09 Bariumoxid = BaO. Dieses Oxid ist eine sehr starke Salzbasis u theilt  
10 t dem KO u NaO die Eigenschaft, daß weder das kohlenre Salz noch das Hydrat durch  
11 bloßes Glühen zersetzt werden [kann,] man kann daher das reine Oxid durch ein angemessenes  
12 Glühen eines (wasser)leeren Salzes erhalten, dessen Sre in der Hitze zerstört wird. Wenn man  
13  $\text{BaO} + \text{N}^2\text{O}^5$  sehr fein pulv[eries]irt u dann in einer weiten Pt tiegel in kl. Mengen  
14 stark erhitzt so daß die  $\text{N}^2\text{O}^5$  u O schnell entweichen, so bekommt man das reine Oxid.  
15 Mit (Wasser) verbunden als Hydrat bildet es 2 verschiedene Verbindungen  $\text{BaO} + \text{aq}$   
16 u  $\text{Aq} + \text{BaO} + 9\text{aq}(8)$ . Wenn man BaS in (Wasser) flößt u diese Flüssigkeit nun  
17 anhaltend t CuO kocht, dann die heiße Lösung sogleich filtrirt u kalt werden läßt;  
18 s dem BaO(wasser) xstallirt wieder  $\text{BaO} + 10\text{aq}$  sehr leicht heraus aber die Xstalle zer-  
19 fallen sehr leicht; wenn man sie unter der Luft lang genug t  $\text{SO}^3$  trocknet hinterbleibt  
20 als dann das 1ste lat. Hydrat als ein weißes Pulver; kommt es bloß darauf an ein  
21 BaO(wasser) zu haben, so kann man  $\text{BaO}, \text{CO}^2 + 1/10\text{C}$  glühen in einem Flintenlauf.  
22 Die  $\text{CO}^2$  wird zu  $\text{CO}^2[\text{CO}]$  u BaO hinterbleibt welches [durch] Auskochen t (Wasser) gewonnen werden **Formel 103**  
23 kann; eine große Menge von  $\text{BaO} + \text{aq}$  /und/ wohl etwas BaS erhält man auch, wenn man BaS  
24 t wenig (Wasser) fkoht u erkalten läßt.  
25 Eigenschaften das BaO ist eine poröse gräulich weiße Masse von 4,0 spec. Gew.  
26 es schmilzt erst bei den höchsten Temperaturen; schmeckt sehr ätzend u wirkt giftig  
27 f den thier. Körper, t wenig (Wasser) übergossen entwickelt sich viel Wärme u es ent-  
28 steht Baryllhydrate als ein weißes Pulver; dieses Hydrat schmilzt schon bei gelinder  
29 Hitze wie Oel ganz wie KO, früher u erstarrt zu einer xstallinischen Masse, die selbst  
30 beim heftigsten Glühfeuer nichts vom (Wasser) verliert. Dies (Wasser) erst [au]sgiebt wenn es zb  
31 v Fe zerstört wird; oder wenn es durch eine andere Sre ersetzt wird; gerade so als  
32 es geschieht mit dem  $\text{KO} + \text{aq}$ . Das Hydrat reagirt sehr stark alkalisch u lößt sich  
33 in heißem (Wasser) viel leichter als in kaltem f, in 2-3 Th siedendem (Wasser) lößt sich das Hydrat auf  
34 aber im kalten (Wasser) bedarf es 20 Th. die (wäss)rige Lösung  
35 das Barytwasser ist klar u farblos, reagirt stark alkalisch; mit  $\text{HgCl}^2$  u  
36 dann t  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  versetzt muß eine völlig klare Flüssigkeit entstehen; bleibt eine  
37 weiße Trübung so d[eutet d]ieß  $\text{BaO}, \text{SO}^2$  an; das reine Hydrat giebt t  $\text{HgCl}^2$  einen rein  
38 gelben Ndschlg von HgO; AgO lösung giebt damit 1 Ndschlg von AgO welcher sich  
39 aber in verd.  $\text{N}^2\text{O}^5$  flösen muß ganz klar; wenn ein schwarzer Ndschlg von AgS bleibt  
40 ungekocht, so ist  $\text{S}^2\text{O}^2 + \text{BaO}$  darin. Wenn man  $\text{PbO}, \text{Ä}$  t Baryt(wasser) vermischt, so muß  
41 der Ndschlg v Pb vollkommen löslich sein in überschüssigem BaO,(wasser). Bleiben schwarze Flocken  
42 so enthielt das BaO erst BaS; allein kleine Mengen v  $\text{S}^2\text{O}^2$  werden durch den  $\text{PbO}, \text{Ä}$   
43 nicht angezeigt. Bei der Bereitung v Barit(wasser) s  $\text{BaS} + \text{CuO}$  muß man so lange  
44 digeriren bis die genannte Reaktion die Abwesenheit v BaS u  $\text{S}^2\text{O}^2$  zei[eu]get

-146-

- 01 u wenn man lange genug digerirt, so wird das BaO(wasser) auch nicht Cu-haltig. Das Cu  
02 erkennt man sehr [leicht] durch  $\text{H}^2\text{S}$  im Barytwasser. Die (wäss)rige Lösung wirkt wie 1 starkes  
03 Alkali u schlägt demnach Alle Salzbasen nieder t Ausnahme der Alkalien.  
04 Der BaO steht nur in der Verwandtschaft zu den Sren den fixen Alkalien nach;  $\text{CO}^2$   
05 liefert t dem BaO(wasser) sogleich 1 Nderschlg v  $\text{BaO}, \text{CO}^2$  aber wenn da ein Ueberschuß v  
06  $\text{CO}^2$  [ist,] lößt den BaO zu 2fach kohlen-saures Salz sogleich wieder auf. Das BaO bildet

07 t allen Sren sgezeichnete Salze welche meistens schwer oder ganz unlöslich sind.  
 08 Schwefelsaures Baryt<sup>786</sup> =  $\text{BaO} + \text{SO}^3$ . Dieses Salz kommt in der Natur in  
 09 außerordentlicher Menge vor, während das kohlenre sehr selten ist; man wähle vor-  
 10 züglich solchen s der in blättrig weißen Massen vorkommt; aber gewöhnlich befindet  
 11 sich t demselben Kupfer oder Eisenkies f gewachsem u selbst in den derben Massen finden  
 12 sich kleine Adern dieser Erze, des Fe oder Mangan. Das  $\text{BaO} + \text{SO}^3$  wird gewöhnlich in großen  
 13 Massen fein gemahlen in den Handel gebracht. Wenn man ihn bloß pulvert, so zer-  
 14 setzt er sich sehr leicht durch Glühen; er ist unlöslich in (Wasser), Sren u Alkalien; nur in  
 15 dem  $\text{SO}^3 + \text{aq}$  löst er sich einwenig, durch Zusetzen von (Wasser) fällt er aber vollständig  
 16 nieder. Wenn das Salz s Flüssigkten niederfällt, welche viel  $\text{N}^2\text{O}^5$  enthalten, so hat  
 17 er eine große Neigung ein Doppelsalz zu bilden. Wenn man dieses gemengte Salz  
 18 t (Wasser) [mischt], so löst sich das Gemenge aber sehr schwierig f; erhitzt man es aber[, so] zerstört [man]  
 19 die Salpetersre, so kann man den Baryt t verdünnter Salzsäure sehr leicht ziehen.  
 20 Wird das  $\text{BaO} + \text{SO}^3$  t einer conc. Lösung v Alkalien gekocht, so zersetzt es sich nur wenig;  
 21 wird es aber damit geglüht so findet eine vollständige Zersetzung statt. Wird diese  
 22 Masse t (Wasser) sgekocht, so wird schwefelsrs Alkali sgezogen; allein während des  
 23 Aufkochens erzeugt sich eine kl. Menge des  $\text{BaO}, \text{SO}^3$  wieder; gießt man bloß kaltes  
 24 (Wasser) darauf, so bildet sich der größte Theil des  $\text{BaO}, \text{CO}^2$  wieder um in  $\text{BaO}, \text{SO}^3$ . In  
 25 dem natürlichen  $\text{BaO}, \text{SO}^3$  findet sich gewöhnlich auch  $(\text{CaO}, \text{SrOSO}^3)$  u man erhält  
 26 durch solches Glühen s metallfreiem Schwerspath dennoch keinen reinen  $\text{BaO}, \text{CO}^2$ . Glüht  
 27 man das Salz mit Kohle so wird dasselbe zersetzt aber verschieden nach der Temperatur  
 28 bei mäßiger Rothglühhitze wird das  $\text{BaO}, \text{SO}^3$  nicht ganz zerstört; bei starker  
 29 Rothglühhitze aber ziemlich vollständig u zwar so daß unter Entweichung  
 30 v CO eine gelbliche oder gelblichweiße poröse Masse entsteht; bestehend [aus] BaO  
 31 mit  $\text{BaS}^2$ . Dieses sogenannte  
 32 Schwefelbaryum<sup>787</sup> löst sich in heißem (Wasser) leicht auf t gelber Farbe, u s der (wäss)rigen  
 33 Lösung xstallisirt Barýthydrat heraus u oftmals gar nicht BaS haltig oder  
 34 sehr wenig; man erhält dieses Oxyulfid des Ba am leichtesten wenn man 120 Gramm  
 35 feingemach[t]es  $\text{BaOSO}^3$  10 Gr C. u 20 Colophonium<sup>788</sup> in einem bedeckten Tiegel 1/2 Stunde  
 36 lang einer starken Rothglühhitze unter dem Dame[?] ssetzt; wenn man das lockere  
 37 gelblichweiße röthliche Oxyulfid einige male t (Wasser) skocht in einer Schaale, so  
 38 bekommt man manchmal auch 1 geringen Rückstand von erdigen Theilen grau oder schwarz  
 39 von FeS, CuS, oder unzersetzten  $\text{BaO} + \text{SO}^3$ ; beim Kochen mit (Wasser) löst sich BaO  
 40 u  $\text{BaS}^2$  nicht bloß auf, sondern es entsteht auch  $\text{BaO}, \text{S}^2\text{O}^2$  welcher im BaO(wasser) hartnäckig  
 41 zurückbleibt wenn man die Flüssigkt t CaO kocht; mischt man den Schwerspat bloß  
 42 mit Kohle oder Mehl, Zucker u setzt ihn nun einer Weißglühhitze aus, so er-  
 43 hält man freilich nur 1fach BaS aber als eine sehr unlösliche Substanz, die noch  
 44 10 mal so viel (Wasser) zur Aflösung verlangt wie CaS.  
 45 Kohlensaures Baryt =  $\text{BaO} + \text{CO}^2$ ; wenn. man  $\text{BaCl}^2$  oder  $\text{BaO} + \text{N}^2\text{O}^5$  t

**Formel 104****Formel 105****Formel 106**

-147-

01 kohlenr  $\text{H}^8\text{N}^2, \text{O}$  zusetzt in der Hitze u den Ndschlg gut swäscht so erhält man das  
 02 Salz ganz rein, besonders wenn es nachher noch ganz schwach geglüht wird; weniger  
 03 rein bekommt man ihn t KO,  $\text{NaO}, \text{CO}^2$  weil in diesen Salzen gewöhnlich etwas  $\text{SO}^3$   
 04 enthalten ist oder weil etwas Alkali beigemischt bleibt; versetzt man  $\text{BaO}, (\text{wasser})$   
 05 oder die Lösung des gewöhnlichen BaS t kohlensauren Alkali, so erhält man  $\text{BaO}, \text{CO}^2$   
 06 welches weniger rein ist, weil ihm sehr leicht etwas  $\text{SrO}, \text{CO}^2$  u  $\text{CaO}, \text{CO}^2$  beigemischt  
 07 sind; der  $\text{BaO}, \text{CO}^2$  kommt in der Natur als Witherit<sup>789</sup> vor; das käufliche; er ist ein erdiges Salz u

<sup>786</sup> Bariumsulfat ( $\text{BaSO}_4$ ) wird auch Schwerspat oder Baryt (daraus wurde Barium hergeleitet) bezeichnet. Schon 1602 wurde man durch einen Versuch des Bologneser Schuhmachers und Alchemisten Casciarolo auf ihn aufmerksam, der beim Glühen mit Kohle ein Phosphoriziren entdeckte, die sogenannten „Bologneser Leuchtsteine“.

<sup>787</sup> Bariumsulfid (BaS)

<sup>788</sup> eine Harzart

<sup>789</sup> Bariummineral, ähnlich dem Strontianit, im Wesentlichen ist es Bariumcarbonat ( $\text{BaCO}_3$ ), das 1784 durch William Withering (1741–1799) beschrieben und nach Abraham Gottlob Werner (1749–1817) benannt wurde, vgl. H. LÜSCHEN (1968), 344.

08 wirkt giftig, wird es erhitzt so verliert es durchaus keine  $\text{CO}^2$  sondern in starker  
 09 Hitze schmilzt es wenn auch schwerer als KO oder  $\text{NaO}+\text{CO}^2$ ; mit Kohle geglüht wird  
 10 es ätzend wie KO, $\text{CO}^2$ ; er lößt sich in den Sren sehr leicht auf; er wird v 4304 Th. kalten  
 11 (oder) von 2304 Th kochendem (Wasser) aufgelöst; von kohlenrm (Wasser) in großen Mengen, indem  $\text{BaO}+$   
 12  $2\text{CO}^2$  entsteht; wird ein lösliches Barýtsalz t 11/2 kohlenr NaO oder  $\text{H}^6\text{N}^2$  versetzt, so schlägt  
 13 sich  $\text{BaO}, 11/2\text{CO}^2$  nieder, welches in (Wasser) noch leichter löslich ist als einfach kohlenres.  
 14 Chlorbarium<sup>790</sup> =  $\text{BaCl}^2+2\text{aq}$  man hat verschiedene Methoden vorgeschlagen  
 15 dieses Salz zu bereiten; wenn man die (wäss)rige [Lösung] des Oxyulfides des Barýtes mit verdünn[t]er[?] **For-**

# mel 107

16 Salzsre schwach aber merklich sauer macht, so wird nun 1 Ndschlg entstehen von  $\text{S}, ^2\text{SO}^{791}$   
 17 auch  $\text{BaO}, \text{SO}^3$  u  $\text{H}^2\text{S}$  entwickelt sich; in der Flüssigkeit welche ziemlich lange trübe bleibt  
 18 befindet sich  $\text{BaCl}^2$ ,  $\text{SrCl}^2$ ,  $\text{CaCl}^2$  u  $\text{FeCl}^3$ , u  $\text{H}^2\text{Cl}^2$ ; man dampft die Lauge ab u läßt  
 19 das  $\text{BaCl}^2$  xstallisiren die Salzsäure verhindert aber die Xstallisation etwas; man be-  
 20 kommt zuletzt eine Mutterlauge worin sich  $\text{SrCl}^2$ ,  $\text{CaCl}^2$ ,  $\text{Fe}^2\text{Cl}^6$  befinden. Das Salz  
 21 trocknet man u erhitzt es in einem irdenen Tiegel schwach roth; die freie Salzsäure  
 22 geht fort, u das  $\text{Fe}^2\text{Cl}^6$  wird in basisches FeO verwandelt; man lößt es wieder auf  
 23 u erhält ohne alle Mutterlauge (wasser)freies reines  $\text{BaCl}^2$ ; etwa 1/3 des angewendeten  $\text{BaO}+\text{SO}^3$   
 24 als  $\text{BaCl}^2$  xstallisirt in kurzen geraden rhomb. Prismen oder 6 seitigen Tafeln, von starkem  
 25 Glanz, durchsichtig, an der Luft unveränderlich von bitterem scharf salzigem Geschmack  
 26 zu 10[6] - 15 grm genommen wirkt es sehr heftig selbst tödlich; in Feuer schmilzt es  
 27 unter Verlust v 2 aq. u erstarrt wieder zu einer xstallinischen Masse; an der Luft  
 28 nimmt es (Wasser) wieder auf; t C geglüht erleidet es keine Veränderung aber wohl wenn es  
 29 unter H gas stark erhitzt wird, aber noch mehr unter (Wasser)gas wobei  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  u BaO entsteht;  
 30 100 Th. (Wasser), 15,6oC. lösen 43,5 Th. auf. v 49,3oC. 55,6 Th. von 105,5oC aber 78 Theile;  
 31 von Alkohol 84% wird es nicht fgelöst, nur Spuren höchstens, wenn der Alkohol ange-  
 32 zündet wird so brennt er t grünfahl[er Flamme] während er von  $\text{CaCl}^2$  oder  $\text{SrCl}^2$  gelb oder purpurroth  
 33 wird. Die (wäss)rige Lösung des Salzes giebt t Aetzmoiak keine Trübung, auch nicht t Tr u S ammonium;  
 34 bei starker Verdünnung mit  $\text{SO}^3$  versetzt bleibt nur reine  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  t  $\text{SO}^3$  zurück u so kann  
 35 man die Gegenwart u CaO u SrO auch erkennen.  
 36 Salpetersaures Barýt<sup>792</sup> =  $\text{BaO}+\text{N}^2\text{O}^5$  wenn man nun  $\text{BaO}+\text{CO}^2$  in  $\text{N}^2\text{O}^5$  flößt oder  
 37 kürzer, die Lösung des Oxyulfides des Barýts mit verd.  $\text{N}^2\text{O}^5$  versetzt u xstallisirt ;  
 38 man kann auch 1 conc. Lösung v  $\text{BaCl}^2$  t conc. $\text{N}^2\text{O}^5$  vermischen um eine kleine  
 39 Menge des Salzes zu erhalten. Es xstallisirt in glasglänzenden oder opackte luftbeständigen  
 40 Oktaädern; es verpufft mit brennbaren Körpern aber nicht stark, für sich geglüht  
 41 giebt es reines BaO aber leicht mit etwas  $\text{BaO}^2$  vermengt; 100 Th. (Wasser) v 0o lösen  
 42 5 Th. auf u 100 Th. 106,6o lösen 35 Th. auf. Das Salz xstallisirt daher sehr leicht u kann  
 43 leicht gereinigt werden; in Alkohol ist es völlig unlöslich u so auch in conc.  $\text{N}^2\text{O}^5$ .  
 44 Strontium<sup>793</sup> =  $\text{Sr} = 1\text{at} = 1\text{aq} = 57,7285$ ; es wird s dem Stronta<sup>794</sup> genau

-148-

01 so gewonnen wie das Ba s dem Barýt[.] ist ein weiches dunkles Metall, weniger  
 02 leicht schmelzbar als das Ba, verhält sich gegen (Wasser), S[äu]ren gerade so wie das Ba u giebt auch  
 03 wie dieses 2 Oxyde.  
 04 Strontiumsuperoxýd =  $\text{SrO}^2$ , es schlägt sich nieder wenn man Sr(wasser) t  $\text{HO}^2$   
 05 vermischt schlägt sich in Schuppen nieder<sup>795</sup>  
 06 Strontiumoxyd = SrO kann gleich dem BaO dargestellt werden s salpeter  
 07 saurem Salz durch Glühen; es ist ein graulich weißes Pulver, schmilzt erst in den  
 08 heißesten Temperaturen, ist eine fast ebenso stark alkalische Erde als BaO. Mit

<sup>790</sup> Bariumchlorid-Dihydrat ( $\text{BaCl}_2 \times 2 \text{H}_2\text{O}$ )

<sup>791</sup> Gemeint sind wahrscheinlich Schwefeloxid und Polyschwefeloxide.

<sup>792</sup> Bariumnitrat [ $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ]

<sup>793</sup> Martin Heinrich Klaproth (1743–1817) erkannte es als „Neue Erde“, d. h. ein Metalloxid. Humphry Davy (1778–1829) gelang die Darstellung des Metalls aus dem Oxid unter Verwendung einer Quecksilberkathode.

<sup>794</sup> Gemeint ist das Mineral Strontianit, das nach der schottischen Stadt Strontian benannt wurde. Es handelt sich um ein Carbonat.

<sup>795</sup> Die beschriebene Darstellungsweise entspricht der heutigen.

09 (Wasser) löscht es sich wie das BaO zu einem Hydrat u liefert auch ein xstallisiertes  
 10 Hydrat wie BaO. Der Sr[oxyd] löst sich erst in 30 Th. kaltem u in 21/2 Th heißem (Wasser) auf. Das SrO(wasser)  
 11 reagiert sehr stark alkalisch nimmt wie BaO in (Wasser) CO<sup>2</sup> auf, wird aber durch freie CO<sup>2</sup> wieder  
 12 klar; es schlägt alle Metalloxyde u Erden als Salzbasen nieder nur nicht die Alkalien.  
 13 Man kann das SrO+aq ebenso wie das BaO+aq darstellen. Das SrO ist eine sehr starke  
 14 Salzbasis welche nur dem BaO u Alkalien nachsteht. Die Strontiumsalze sind meist  
 15 wenig flüchtig, aber doch gewöhnlich etwas löslicher als die entsprechenden BaO salze.  
 16 Selbst das SrO,SO<sup>3</sup> löst sich in 1200 Th. kalt.(Wasser) auf. Die Lösung des SrO,SO<sup>3</sup> bringt  
 17 in den Lösungen der BaO salze 1 Ndschlag hervor von BaO,SO<sup>3</sup> hervor. Wä[e]gen einer  
 18 Auflösung des [Salzes.] Die SrO salze in nicht zu starker Verdünnung geben t SO<sup>3</sup> u den SO<sup>3</sup> srn  
 19 Salzen Ndschläge von SrO+SO<sup>3</sup> aber natürlich ist zu viel (Wasser) vorhanden, so wird kein  
 20 SrO,SO<sup>3</sup> gefällt werden weil dieses Salz in (Wasser) nicht ganz unlöslich ist. Die nicht zu  
 21 verdünnten SrO flüssigkeiten geben t Gypslösung eine Trübung v SrO+SO<sup>3</sup>. Die  
 22 Salze des SrO t, N<sup>2</sup>O<sup>5</sup>, H<sup>2</sup>Cl<sup>2</sup> lösen sich in (wäss)rigem Weingeist auf; das SrCl<sup>2</sup> aber auch in  
 23 sehr starken u die Flüssigkeit brennt als dann t purpurrother Flamme, ganz ähnlich der  
 24 Lösung t CaCl<sup>2</sup>. Die SrO salze haben eine große Aehnlichkeit t den BaO u CaO salzen.  
 25 Schwefelsaurer Strontium = SrO+SO<sup>3</sup> er findet als Cölestin<sup>796</sup> in ziemlich  
 26 großen Mengen an verschiedenen Stellen in Deutschland; das gewöhnliche SrO<sup>2</sup>[SrO],SO<sup>3</sup> enthält  
 27 aber manchmal sehr viel CaO, BaO,SO<sup>3</sup>. Der Innere[?] ist aber sehr rein. Das SrO,SO<sup>3</sup>  
 28 wird mit Kohle wie das BaO reduziert, aber die Reduktion ist viel schwieriger  
 29 u nähert sich der schwierigen Reduktion des Gypses; wird nun sehr stark ge-  
 30 glüht bekommt man 1fach SrS das sehr unlöslich ist. Man muß daher den mäßig  
 31 geglühten Cölestin direkt mit Salzsäure oder N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> zerlegen u was nicht zerlegt worden ist  
 32 muß [auf]s neue geglüht werden. Freilich werden die Salze f diese Weise nicht ganz  
 33 rein, sie müssen daher umxstallisiert werden.  
 34 Chlorstrontium = SrCl<sup>2</sup>+6aq man stellt es wie das BaCl<sup>2</sup> dar, das Salz  
 35 xstallisiert in 6seitigen Nadeln die aber an der Luft feucht werden u völlig zer-  
 36 fließen. 100 Th kalt (Wasser) lösen 140 Th auf. Es xstallisiert daher nur sehr schwer,  
 37 es erfordert 24 Th. kalten (oder) 14 Th. kochenden absoluten Alkohol; beigemischtes  
 38 BaCl<sup>2</sup> scheidet sich ab. Wird die verdünnte Lösung t NaO,SO<sup>3</sup> ganz zersetzt, so  
 39 bringt KO<sub>2</sub> eine Trübung heraus wenn CaO zugegen ist. Die - Lösung brennt  
 40 mit purpurrother Flamme aber meist schwächer als die Ca geistige Lösung v CaCl<sup>2</sup> bei  
 41 gleicher Concentration. Die Sr flamme wird nur dann sehr lebhaft, wenn man  
 42 einen starken Weingeist u hinlänglich SrCl<sup>2</sup> anwendet - das Salz kommt bei starkem  
 43 Rothglühen in starken Fluß [wie] BaCl<sup>2</sup> u CaCl<sup>2</sup>.

-149-

01 Salpetersaures Strontium<sup>797</sup> = SrO+N<sup>2</sup>O<sup>5</sup>; das xstallisiert[e] enth[ält] 5 aq; es wird  
 02 f dieselbe Art bereitet [wie] der Baryth xstallisiert aber schwerer als das gleiche Baryth-  
 03 salz in schiefen rhomb. Prismen; das Salz verwittert; beim Glühen liefert es  
 04 SrO; es verpufft mit Kohle schwach aber die Flamme wird dabei roth u daher  
 05 seine Bereitung zu Feuerwerken; in starkem Alkohol ist es unlöslich während  
 06 CaO+N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> sich [au]flößt; in 1/2 Th. heiß (oder) 5 Th. kaltem (Wasser) löslich.  
 07 Calcium<sup>798</sup> = Ca = 1 aeq. = 1 at = 28,6019; es kann dargestellt werden  
 08 wie Ba u Sr aber das Hg läßt sich viel weniger leicht davon abdestillieren, es ist  
 09 glänzend weiß, oxydirt sich schnell an der Luft zersetzt das (Wasser) u verhält sich übrigens  
 10 chem. ganz analog dem Ba u Sr denen es jedoch in der chem. Verwandschaft eng  
 11 folgt. Es giebt 2 Oxyde, den CaO (oder) das Superoxyd.  
 12 Calciumsuperoxyd CaO<sup>2</sup> welches man s den CaO(wasser) durch H superoxyd niederschlagen  
 13 kann in Schuppen.

<sup>796</sup> Zölestin ist das häufigste natürliche Vorkommen des Strontiumsulfates und bildet das Ausgangsmaterial für die meisten Strontiumverbindungen. Benannt 1798 von Abraham Gottlob Werner (1749–1817) nach der blauen Farbe „coelestis“ (lat. = himmelblau), vgl. hierzu H. LÜSCHEN (1968), 350.

<sup>797</sup> Strontiumnitrat [Sr(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>], in Zeile 5 wird seine Anwendung in Feuerwerken beschrieben (Bengalisches Rotfeuer).

<sup>798</sup> Name leitet sich ab von „calx“ (lat. = Kalkstein), 1808 von Humphry Davy (1778–1829) mittels Elektrolyse dargestellt; er gab ihm auch den Namen.

14 Calciumoxyd<sup>799</sup> = CaO. Den gebrannten Kalk kann man sehr leicht darstellen  
15 durch Glühen v CaO, CO<sup>2</sup> indessen ist es doch nicht ganz leicht die CO<sup>2</sup> ganz zu ver-  
16 flüchtigen; wird das CaO+CO<sup>2</sup> sehr rasch einer hohen Temp<sup>r</sup> sgesetzt so schmilzt  
17 er; man nennt ihn todtegebrannten Kalk; erhitzt man ihn in 1 verschlossenen  
18 Flintenlauf, so entweicht keine CO<sup>2</sup> u er schmilzt; es ist möglich daß der sogenannte  
19 salinische Marmor aber im feurigen Fluß sich befand; wenn man das CaO+CO<sup>2</sup> glüht  
20 ihn t (Wasser) ein wenig besprengt u nun fs neue glüht, so wird es feuchter, aetzend  
21 verliert seine CO<sup>2</sup> in Folge des sich verflüchtigenden (Wass)ers; darum wird das gebrannte  
22 CaO gewöhnlich sofort wie es noch bergfeucht ist in die Kalköfen gebracht, er  
23 liefert als dann am besten u leichtesten CaO aber niemals wird die letzte Spur von  
24 CO<sup>2</sup> daraus verflüchtigt; der reine Aetzkalk hat eine weiße Farbe, der käufliche  
25 ist mehr oder weniger grau grünlich bräunlich vom beigemengten Fe<sup>2</sup>O<sup>3</sup> u MnO<sup>2</sup>;  
26 er enthält dann immer SiO<sup>3</sup> u Al<sup>2</sup>O<sup>3</sup>, kleine Mengen v CaO, SO<sup>3</sup> u gewöhnlich auch  
27 von MgO. Diese Beimengungen schaden seiner Anwendung nicht; man muß  
28 einen CaO, CO<sup>2</sup> vermeiden welcher sehr viel Gyps [und] Thon enthält denn im starken  
29 Feuer schmilzt dieses u giebt eine andere Verbindung. Der Aetzkalk schmilzt erst  
30 in den höchsten Hitzegraden, wenn er rein ist, sonst ist er eine pulverige oder leicht zer-  
31 reibliche Masse; er schmeckt brennend scharf, wirkt ätzend aber weit weniger  
32 als BaO (oder) SrO. Mit (Wasser) verbindet er sich zu mehreren Hydraten wie es scheint  
33 giebt man wenig (Wasser) darauf, so fängt er, wenn er rein ist, als CaO von sich zu er-  
34 hitzen gerade wie die übrigen beyden alkalischen Erden u zerfällt wenn er Stücke  
35 bildet zu einem sehr feinem Pulver = 2[?] CaO+aq. Im Dunkeln kann selbst  
36 Licht vergenommen werden. Wird er t mehr Wasser übergossen so lößt er sich auf;  
37 aber die kochende breiartige Flüssigkt hinterläßt beim Erkalten eine gallert-  
38 artige Masse. Man glaubt daß es sei CaO+10aq; wenn man 3 Th u 1 CaO nimmt  
39 so bekommt das reinste Hydrat am besten, von welchem Mohr<sup>800</sup> glaubt, daß es besser  
40 sei zur Darstellung des KO, als das CaO+aq. Dieser eignet sich gut zu mancherlei  
41 Zwecken überhebt aus<sup>801</sup> das pulverige des CaO. Der gemeine Kalk lößt sich in vielem (Wasser)  
42 nicht völlig f wegen Beimengungen. Der Luft sgesetzt nimmt er (Wasser) u dann CO<sup>2</sup> f.

-150-

01 Das (wasser)leere nimmt kein CO<sup>2</sup> f; er verwandelt sich durch Liegen an der Luft in CO<sup>2</sup> [sau]ren  
02 aber nicht in 1fach CO<sup>2</sup> ren sondern in ein basisch kohlensaures CaO; auch Feuchtes  
03 4CaO+2CO<sup>2</sup>+3[?]aq. Der gem. Kalk lößt sich auch in Salzsre nicht ganz auf, (meistens)  
04 sondern es bleibt 1 bischen SiO<sup>3</sup> zurück. H<sup>e</sup>N<sup>2</sup> giebt in der Lösung 1 verhältnis-  
05 mäßig geringen Ndrschlg v SiO<sup>3</sup>, Al<sup>2</sup>O<sup>3</sup> u Fe<sup>2</sup>O<sup>3</sup>. Der Aetzkalk reagirt stark alkalisch  
06 weil er in (Wasser) löslich ist.  
07 Kalkwasser; man bereitet es wenn man den CaO t wenig (Wasser) übergießt  
08 u zum ersten pulverförmigen Hydrat zerfallen läßt; nun f 1000 Th (Wasser) etwa  
09 3 Th. des Kalkes nimmt oder auch das Doppelte um sicher zu sein. Man schüttet es  
10 in eine Flasche das CaO+aq u schüttet das (Wasser) ab; gießt dann das (Wasser) ab; es enthält  
11 CaO in verschiedenen Mengen fgelöst nach der Temp<sup>r</sup>. Durch Erhitzung wird es  
12 trübe weil der Kalk in warmen (Wasser) nur zur Hälfte löslich ist; verdunstet  
13 man das (Wasser) unter der Luftpumpe so kann man 1 xstallisiertes Hydrat abscheiden. 1000 Th.  
14 (Wasser) v 0<sub>q</sub> lösen 1,52 CaO f; von 15,6<sub>q</sub> 1,33 Th. u 1000 Th. (Wasser) v 100<sub>q</sub> nur 7 Th Kalk  
15 auf; das Kalkwasser ist völlig klar u farblos, reagirt u schmeckt stark alkalisch  
16 an der Luft wird es trübe u es entsteht Cremor caliis<sup>802</sup>. Dieses ist CaO+CO<sup>2</sup>  
17 mit CaO, +aq. Durch längeres Stehen an der Luft wird aller Kalk niedergeschlagen  
18 u durch viel CO<sup>2</sup> wird es wieder klar. SO<sup>3</sup> in geringer Menge bringt keine  
19 Trübung weil das CaO, SO<sup>3</sup> löslicher ist als das CaO; hingegen Ö u andere organ. Sren [geben einen Ndrschlg].  
20 Das Kalk(wasser) verhält sich ganz wie ein Alkali u darum schlägt es MgO, Al<sup>2</sup>O<sup>3</sup>, Fe<sup>2</sup>O<sup>3</sup>,

799 Gewöhnlich dargestellt durch Glühen des Carbonats (Kalkstein oder Marmor), auch Ätzkalk genannt.

800 Wahrscheinlich ist hier Karl Friedrich Mohr (1806–1879) gemeint.

801 unklar, wahrscheinlich: „überhaupt / besser / als“

802 Wörtliche Bedeutung ist „Kalkrahm“; oben auf dem Kalkwasser sich absetzendes Calciumcarbonat (CaCO<sub>3</sub>).

21 ZnO u andere metall. Salzbasen [nieder]. Darum löst sich aus dem gem. CaO nichts f von den  
 22 fremden Beimengungen. HgCl<sup>2</sup> giebt damit einen roth oder gelben Ndrschlg  
 23 je nachdem mehr oder weniger Kalk vorhanden ist; der Kalk verbindet sich auch  
 24 t den meisten Sren sehr leicht. auch t der SiO<sup>3</sup> u von dieser Art ist aller Mörtel<sup>803</sup>  
 25 u alles Cermert<sup>804</sup>; selbst die pulverförmige SiO<sup>3</sup> wird vom Kalk allmählig  
 26 angegriffen. Die Kalksalze haben t den Barýt u Strontiumsalzen die größte Aehn-  
 27 licht u unterscheiden sich nur in reinste[?] Verhalten gegen die Reagentien.  
 28 Kohlensaurer Kalk = CaO+CO<sup>2</sup>. We[n]n conc. Kalksalze t 11/2 Kohle-  
 29 sre 2fach Alkalien versetzt werden so bildet sich 11/1 2fach CaO,CO<sup>2</sup> welche in  
 30 (Wasser) wenig löslich sind aber in CO<sup>2</sup> zu saurem kohlensaurem Kalk löslich sind.  
 31 Die A[u]flsg des CaO,CO<sup>2</sup> in Salmiak, es bildet sich ein Doppelsalz v H<sup>6</sup>N<sup>2</sup>;  
 32 wird Aetzkalk in Zuckersaft fgelöst u der Zuckerkalk der Luft sgesetzt, so  
 33 xstallisirt s dem Zuckerkalk, CaO+CO<sup>2</sup>+5aq; wird er t Alkohol behandelt,  
 34 so verliert er 2aq u es bleibt CaO zurück. Der an der Luft zerfallene Kalk  
 35 ist CaO+aq t CaO+CO<sup>2</sup>. Der 1fach kohlsre ist aber immer (wasser)leer u so findet  
 36 er sich in der Natur allenthalben; der (Wasser)Gehalt in den verschiedenen Kalksteinen  
 37 rührt von anderen Umständen her; der reinste ist der Kalkspath, sodann der  
 38 salinische Marmor, dann der Muschelkalk besonders der Eukriniten Kalk  
 39 manchmal der walisische, weniger die Kreide. Die Lapis Livrid<sup>805</sup> enthalten  
 40 nur 1wenig Bitumen u Mn. Hingegen die Cancrocum pti[?]<sup>806</sup> enthalten theils  
 41 Hornsubstanzen u werden schwarz beim Glühen, u immer 1 kl. Menge von  
 42 CaO+P<sup>2</sup>O<sup>5</sup>. Die Lapid. canicum[?]<sup>124</sup> sind noch weniger rein. Die Lapid. spongius[?]<sup>807</sup>  
 43 sind unrein vom NaCl, MgCl<sup>2</sup> u die Eyserschaalen enthalten eine Proteinver-

-151-

01 bindung u auch 6% CaO+P<sup>2</sup>O<sup>5</sup>. Lac lunae Mondmilch<sup>808</sup> ist ein reines  
 02 kohlensaures Kalk mit 1wenig Fe verunreinigt. Wenn man die Kreide fein  
 03 mahlt u wäscht, weil ihr manchmal etwas NaCl<sup>2</sup> enthält so enthält sie nur  
 04 wenig Fe u ist für unsere Zwecke vollkommen brauchbar. Der gem. gut ge-  
 05 brannte Kalk genügt auch. Will man ganz reinen CaO,CO<sup>2</sup> haben, so kann man  
 06 Kalk(wasser) u t H<sup>8</sup>N<sup>2</sup>,OCO<sup>2</sup> vermischen u das Kalksalz sich absetzen lassen; oder CaCl<sup>2</sup>  
 07 nehmen u t kohlsre N<sup>6</sup>H<sup>2</sup> oder (KO+ oder NaO,CO<sup>2</sup>) versetzt in der Wärme, selbst  
 08 wenn etwas SO<sup>3</sup> niederfällt, so kann man den Gyps swaschen  
 09 In der Natur kommt er theils xstallisirt vor u zwar in sehr vielen Xstallisationen,  
 10 die Grundform ist ein Rhombaäder als auch ein gerades rhombisches Prisma  
 11 als Aragonit<sup>809</sup> der dimorphen<sup>810</sup> Form des CaO+CO<sup>2</sup>; theils findet er sich in noch  
 12 uhn[voll ?]enden Gestalten, derb, dicht u erdig; es folgt aber nicht immer daß der erdige  
 13 oder dichte Kalk der unreinste sei; er ist geruch u geschmacklos u reagirt  
 14 neutral, daher färbt [er] Cumcurmapapier nicht braun; er verliert seine CO<sup>2</sup> in  
 15 der Glühhitze aber vorzüglich dann nur, wenn er langsam erhitzt u zugleich (Wasser)  
 16 dämpfe hinzutreten; sehr rasch erhitzt schmilzt er wie BaO, SrO+CO<sup>2</sup> u ver-  
 17 liert seinen CO<sup>2</sup> nicht; aber t Kohle geglüht wird er leichter aetzend; er löst  
 18 sich sehr wenig in kalt.(Wasser) auf, aber in dem gewöhnlichen (Wasser) wird er mehr fgelöst

<sup>803</sup> Breiiges Gemenge aus steinigen oder erdigen Massen zum Verbinden der Bausteine und zum Verputzen; Kalkmörtel ist ein Gemisch aus gelöschtem Kalk, Quarzsand und Wasser.

<sup>804</sup> Zement ist ein feinstgemahlener Baustoff aus Kalkstein und Ton, Kalk und Bauxit etc .

<sup>805</sup> Gemeint ist Lievrit, ein Kalkeisensilikat, das eine große Namensvielfalt hat, vgl. H. LÜSCHEN (1968), 265.

<sup>806</sup> Unbekannte und schlecht entzifferbare Namen für kalkhaltige Mineralien, werden bei LIEBIG und GMELIN sehr knapp behandelt.

<sup>807</sup> Auch Lapis Pumicis oder Bimsstein genannt, vgl. W. SCHNEIDER (1968), Bd 3, 33

<sup>808</sup> Auch bekannt unter „Berggur“, „Bergzieger“, „Bergmilch“, „Mehlkreide“ usw.; feinerdige, zerreibliche, manchmal etwas festere Massen von Kalkspat und Arogonit, häufig in Form milchartiger Sickerwässer, vgl. H. LÜSCHEN (1968), 278.

<sup>809</sup> Calciumcarbonat (CaCO<sub>3</sub>) unterscheidet sich vom Kalkspat (Kalzid) durch die rhombische Kristallform, benannt von Abraham Gottlob Werner (1749–1817) 1788 nach dem Vorkommen in Aragonien, vgl. H. LÜSCHEN (1968), 177.

<sup>810</sup> in zwei Kristallsystemen auftretend



19 von wegen der  $\text{CO}^2$  die darin enthalten ist, u deshalb lößt heißes (Wasser) weniger  $\text{CaO}+\text{CO}^2$   
20 auf; denn von überschüssiger  $\text{CO}^2$  wird das einfache  $\text{CO}^2$  vom Kalk sehr reichlich fge-  
21 lößt. Wenn die  $\text{CO}^2$  entweicht so fällt das  $\text{CaO}+\text{CO}^2$  nieder; allein der Ueber-  
22 schuß des  $\text{CO}^2$  entweicht gar nicht leicht vollständig, nicht einmal wenn man das (Wasser)  
23 fkoht, aber ganz wenn man das (Wasser) abdampft. Es verhält sich das  $\text{CaO}+\text{CO}^2$  analog  
24 den 2fach  $\text{CO}^2$  von Alkalien; obgleich die Zersetzung des  $\text{CaO}+\text{CO}^2$  viel leichter ist.  
25 Er wirkt wie ein kohlenstrs Alkali aber schwächer, er kann alle schwächeren Salzbasen  
26 namentlich,  $\text{Fe}^2\text{O}^3$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{NiO}$  niederschlagen, wenn man diese Lösung t  $\text{CaO}+\text{CO}^2$   
27 kocht ; dagegen werden  $\text{FeO}$ ,  $\text{MgO}$  salze  $\text{MnO}$  salze  $\text{ZnO}$  salze durch kochen t ge=  
28 pulverten  $\text{CaO}+\text{CO}^2$  nicht zerlegt. Die meisten Sren zersetzen den  $\text{CaO}+\text{CO}^2$ ,  
29 aber der Kalkspath widersteht der Einwirkung der starken Sren sehr, in der  
30 Weise daß man Salzsre lang damit kochen kann ohne [daß] die Säure verschwindet.  
31 Schwefelsaurer Kalk mit Wasser =  $\text{CaO}+\text{SO}^3+\text{aq}+\text{aq}^{811}$ , es kommt  
32 sehr rein vor theils im spatischen, theils im fassrigen Gyps; will man ihn künstlich  
33 darstellen, so nimmt man  $\text{CaCl}^2$  u  $\text{NaO}+\text{SO}^3$  in verdünnter Lösung u wäscht den Gyps  
34 ziemlich lange aus, weil er sonst leicht etwas  $\text{NaO}+\text{SO}^3$  enthält; es ist  
35 noch besser  $\text{CaCl}^2$  t  $\text{SO}^3$  zu versetzen, so daß erst beim Abdampfen die Gyps-  
36 erden herausxstallisiren.  
37 Das Anhydrit des Muriacit<sup>812</sup> ist (wasser)leeres  $\text{CaO}+\text{SO}^3$  u findet sich nicht so rein  
38 in der Natur; der natürliche hat ein schiefes decktregullaeres[?] Prisma u giebt  
39 auch solche Spaltungstücke namentlich das Fraueneis<sup>813</sup>; außerdem aber ist  
40 das Gyps fassrig oder künstlich dargestellt bildet es feine Nadeln, namentlich  
41 wenn das Gyps s seinen Flüssigktn absetzt; weiß geruchs u fast ganz geschmacklos.  
42 Bei einigen 00 über 500 verliert er sein Xstall(wasser) aber er nimmt dieses (Wasser) wieder  
43 auf u erstarrt damit, xstallisirt gleichsam, u das ist der Gipsmörtel; bei  
44 140 0 verliert er auch sein salinisches (Wasser), welches auch durch andere Salze sge-

-152-

01 trieben werden kann, zb  $\text{NaO}, \text{SO}^3$ , als Pfannenstein oder Glauberit. Mit C ( $\text{CaO}, \text{SO}^3 / \text{NaO}, \text{SO}^3$ )  
02 geglüht entsteht CaS aber schwieriger als wie  $\text{BaO}, \text{SO}^3$  oder  $\text{SrO}+\text{SO}^3$  reduziert.  
03 Der entwässerte  $\text{CaO}, \text{SO}^3$  färbt geröthetes Lackmuspapier blau, aber er bräunt das  
04 Curcumpapier nicht. Er lößt sich nach Gay Lussac in 433 Th kalten  
05 u wahrscheinlich in ebensoviel heißem (Wasser). Die Aflösung schmeckt schwach  
06 salzig u die Lösung t verwesenden organ Substanzen giebt sehr bald CaS.  
07 In absoluten Alkohol lößt sich des Gyps nicht f, in (wäss)rigen Weingeist fast gar  
08 nicht, u kann daher durch Alkohol s seiner (wäss)rigen Lösung niedergeschlagen werden.  
09 In verdünnter Salz oder Salpetersre lößt sich der Gyps mehr auf, verdunstet  
10 man die freie Säure so xstallisirt der Gyps s; mit einer gehörigen Menge  
11 v Alkohol wird es auch niedergeschlagen jedoch nicht vollständig.  
12 Salpetersaurer Kalk; er enthält 1 gewisse Menge (Wasser) ohne welche er  
13 nicht bestehen kann daher c[C]onstitutions(wasser) genannt; man kann die Aflösung  
14 zur Trockene abdampfen ohne daß das CaO es sich zersetzt; das Salz ist leicht zerfließl.  
15 lößt sich leicht in (Wasser) u Alkohol auf; er bildet sich häufig in der Natur u  
16 wird auch wohl Mauersalpeter<sup>814</sup> genannt, obwohl nicht Alles Mauersalz der  
17 Salpetersaure Kalk ist.  
18 Phosphorsaurer Kalk:<sup>815</sup> Der CaO verbindet sich t allen 3  $\text{P}^2\text{O}^5$  zu me[h]ligen

<sup>811</sup> Calciumsulfat ( $\text{CaSO}_4$ ) kommt in der Natur vor als „Selenit“, auch „Mondstein“, „Marienglas“ oder auch „Fraueneis“, vgl. H. LÜSCHEN (1968), 278.

<sup>812</sup> Auch Anhydrit ( $\text{CaSO}_4$ ) genannt, war vom Entdecker Abbé Poda von Neuhaus 1794 Muriacit genannt worden aufgrund des Irrtums, dass Salzsäure (acidum muriaticum) darin enthalten sei, auch „Karstenit“ genannt, vgl. H. LÜSCHEN (1968), 175.

<sup>813</sup> In dünnen Blättern spaltbarer Gips, oft mit anderen Glimmerarten verwechselt, auch „Marienglas“ oder „Spiegelstein“ genannt, vgl. H. LÜSCHEN (1968), 221.

<sup>814</sup> Zeittypischer Ausdruck, der das Ausblühen der Stallwände beschreibt. Der Mauersalpeter entsteht durch Fäulnis stickstoffhaltiger organischer Substanzen in Gegenwart von Kalk.

<sup>815</sup> Tricalciumphosphat [ $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ], die in den Zeilen 24, 25 angegebene Formel ist auch heute noch gültig für handelsüb-

19 Verbindungen wie KO, NaO, BaO, zeigt dabei die Eigenthümlichkeit sehr saure  
 20 theils sehr basische Verbindungen zu bilden. Man kann unterscheiden  $3\text{CaO} +$   
 21  $\text{cP}^2\text{O}^5$  kommt in der Natur als Apatit<sup>816</sup> vor. Die Knochenerde ist ein Gemenge  
 22 von diesem Kalk mit etwa  $1/5 \text{CaO} + \text{CO}^2$ ; übrigens enthalten die zur Weiße  
 23 gebrannten Knochen auch CaO, MgO,  $\text{Fe}^2\text{O}^3 + \text{P}^2\text{O}^5$ , auch Spuren v CaS,  
 24  $\text{NaCl}^2$  ~~CaS~~. Man sah sehr lange oder sieht auch noch den  $\text{CaO} + \text{P}^2\text{O}^5$  an als  $8\text{CaO} +$   
 25  $3\text{P}^2\text{O}^5$ . Diese ältere Untersuchung v Berzel[ius]. ist neuerdings verbessert  
 26 worden. Dieselbe Verbindung entsteht wenn man den t - gefällten  $\text{CaO}, \text{P}^2\text{O}^5$   
 27 t  $\text{NaO} + \text{CO}^2$  digerirt zur Anfertigung des  $\text{NaO} + \text{P}^2\text{O}^5$ .  
 28 Zwei basischer phosphorsaurer Kalk<sup>817</sup>  $2\text{CaO} + \text{Aq}[\text{Aq}] + \text{P}^2\text{O}^5$ . Wenn man  
 29  $\text{NaO} + \text{P}^2\text{O}^5$  t  $\text{CaCl}^2$  vermischt bis die Flüssigkeit sauer ist, so entsteht dieser  
 30 Kalk; dieser kann leicht auch 1 Gemenge sein von erstem u [dem] folgendem Salze [sein].  
 31 Wird Phosphorsäure t Knochen u t - versetzt u gut sgewaschen, so schlägt  
 32 sich wahrscheinlich dieses Salz nieder welches sauer reagirt u t  $\text{NaO} + \text{CO}^2$   
 33 phosphors Natron giebt. Brezelius giebt an es sei  $4\text{CaO} + 3\text{P}^2\text{O}^5$  aber  
 34 er dürfte sein,  $(2\text{CaO} + \text{Aq} + \text{P}^2\text{O}^5) + \text{CaO} + 2\text{Aq} + \text{P}^2\text{O}^5$   
 35 Einbasischer phosphorsaurer Kalk<sup>818</sup> =  $\text{CaO}, 2\text{Aq} + \text{P}^2\text{O}^5$ ; wenn man die Knochen-  
 36 säure abdampft[,] so xstallisirt ein schuppenförmiges Salz heraus, welches für  
 37 dieses Salz gehalten wird; es ist sehr sauer u zerfließt an der Luft.  
 38 Untersaurer Phosphorsaurer Kalk, Knochensäure, dampft man diese Sre  
 39 ganz ab u schmilzt den Rückstand, so bekommt man 1 Glas welches aber nicht  
 40 anders ist als a CaO,  $\text{cP}^2\text{O}^5 + \text{Aq} + \text{aP}^2\text{O}^5$ .  
 41 Unterbasischer phosphorsaurer Kalk. Wenn man Knochenerde oder auch

-153-

01 den 3 basischen mit überschüssigem  $\text{KO} + \text{CO}^2$  kocht oder damit glüht, so wird  $\text{KO} + \text{P}^2\text{O}^5$   
 02 gebildet u es entsteht ein noch mehr basisches  $\text{CaO} + \text{P}^2\text{O}^5$ ; bei Digestion in der Kälte  
 03 erleidet aber der 3 basische phosphorsaurer Kalk keine Zersetzung. Wenn [man] einem dieser  
 04 Kalke in Sre [auflöst] u ein ätzendes oder kohlenres Salz zufügt, so wird immer  
 05 wieder  $\text{CaO} + \text{P}^2\text{O}^5$  niedergeschlagen u zwar wenn keine Digestionswärme angewendet  
 06 wird, so erhält man den 3basischen phosphorsren Kalk als Hydrat. Der Salmiak  
 07 scheint sich t demselben verbinden zu können zu einem schleimigen eintrocknenden  
 08 Niederschlage, auch weiß man daß der  $\text{CaO} + \text{P}^2\text{O}^5$  in Salmiak etwas löslich ist.  
 09 Wenn man den  $\text{CaO} + \text{P}^2\text{O}^5$  t überschüssigem CaO [versetzt], so bekommt man den 3basischen  
 10 mithin muß der Kalk in den Knochen 3basischer sein. Wenn man aber die (wasser)haltigen  
 11 Kalksalze für sich glüht, so bekommt man wie bei den NaO salzen ein anderes  
 12 phosphorsaures Salz<sup>819</sup>.  
 13 Chlorcalcium =  $\text{CaCl}^2$  es ist das (wasser)leere Salz ~~ist~~, theils im geschmolzenen theils  
 14 im pulverigem Zustande. Das xstallisirte ist  $\text{CaCl}^2 + 4\text{aq}$ ; wird die Lösung  
 15 der Salze in (Wasser) t überschüssigem Kalk gekocht, so entsteht eine basische Ver-  
 16 bindung, welche beim gehörigem Verhältnis xstallisirt in l[angen]. Nadeln =  $3\text{CaO} + \text{CaCl}^2 + 15\text{aq}$   
 17 Man kann sich das  $\text{CaCl}^2$  in großer Menge sehr leicht verschaffen, wenn man den  
 18 Rückstand von der Salmiakgeistbereitung in 1 eisernen Kessel kocht, so lange  
 19 als noch  $\text{H}^6\text{N}^2$  entweicht, oder so lange noch 1 Probe t  $\text{H}^2\text{S}$  schwarz oder braun ge-  
 20 färbt wird; man filtrirt u stellt die Flüssigkeit in einem offenen Gefäße  
 21 mehrere Wochen an die Luft; durch Aufnehmen v  $\text{CO}^2$  scheidet sich alles freie CaO  
 22 ab, u auch das Fe; die Flüssigkeit ist ganz neutral u hinterläßt beim Abdampfen  
 23 in einer Porzellanschale chem. reines  $\text{CaCl}^2$ , vielleicht t einer Spur  $\text{SO}^3$  aber  
 24 sehr selten, soll das Salz geschmolzen werden, so geschieht es leicht in einem gewöhnliche

---

liche Tricalciumphosphate, die z. B. in der Lebensmittelindustrie als Antiklumpstoffe eingesetzt werden.

816 Doppelsalz aus Calciumphosphat und Calciumfluorid, bzw. Calciumchlorid

817 Calciumhydrogenphosphat ( $\text{CaHPO}_4$ ), die angegebene Summenformel stimmt genau:  $\text{Ca}^2\text{H}^2\text{P}^2\text{O}^8 = 2 \text{CaHPO}_4$

818 Calciumdihydrogenphosphat [ $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ], die angegebene Summenformel stimmt genau:  $\text{CaH}^4\text{P}^2\text{O}^8 = \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$

819 Er meint hier entweder die Salze der meta-Phosphorsäure, die durch Glühen von Di-Hydrogenphosphaten entstehen, oder  
 (Pyro-) Di-phosphate, die durch Glühen von Hydrogenphosphaten entstehen.

25 Tiegel u A[u]sgießen in 1 kleinen eisernen Mörser. Außerdem kann man gemeine  
 26 Salzsre t überschüssigem gem.[gew.] CaO versetzen; die alkalische Flüssigkt stellt  
 27 man auch an die Luft. Will man das xstallisirte Salz haben, so muß man die  
 28 neutrale Lösung stark abdampfen.  
 29 Es ist ein weißes trockenes Pulver oder im geschmolzenen Zustande 1 xstallinische  
 30 strahlige fasrige durchscheinende Salzmasse; es lößt sich in (Wasser) mit Erwärmung  
 31 ohne Trübung auf. Das xstallisirte lößt sich aber unter starker Kälteentwicklung  
 32 auf; es zieht u ebenso wohl das pulverige oder geschmolzene Salz s der Luft Feuchtigkt  
 33 an. 100 Th. kaltes (Wasser) lösen 403 Th  $\text{CaCl}^2$  auf; in Alkohol selbst in absolutem lößt  
 34 es sich auf. Die (wäss)rige Lösung muß weder f Lackmus noch Lackmuspapier reagieren.  
 35  $\text{H}^6\text{N}^2$  darf keine Trübung hervorbringen; beim Stehen an der Luft entsteht  
 36  $\text{CaO} + \text{CO}^2$ . S ammonium oder  $\text{H}^2\text{S}$  dürfen nicht die mindeste Färbung hervorbringen.  
 37 Mit KO versetzt darf sich kein  $\text{H}^6\text{N}^2$  entwickeln.  $\text{BaCl}^2$  giebt gar keine Trübung  
 38 außer [es] könnte 1 Spur Gyps drin sein. Die - Lösung brennt t einer gelb  
 39 rothen Flamme, während die Lösung v  $\text{SrCl}^2$  t purpurrother Flamme brennt.  
 40 Die Farbe durch das  $\text{SrCl}^2$  ist bloß stärker. Das theilt sich der Flamme mit.  
 41 Chlorkalk.<sup>820</sup> -- Ein Gemenge v  $\text{CaCl}^2$  t  $\text{CaO} + \text{Cl}^2\text{O}^2$ , gewöhnlich  
 42 Chlorkalk genannt; ~~es hat~~ das  $\text{CaO} + \text{aq}$  hat die Eigenthümlich[keit]  $\text{Cl}^2$  in Menge

-154-

01 [au]fzunehmen aber keine  $\text{CaO} + \text{Cl}^2\text{O}^5$  zu bilden, wie die übrigen alkalischen Erden  
 02 wenn sich die Masse nicht erhitzt bis zu 100°. Darum bereitet man den Chlorkalk in  
 03 der Weise daß man das Hydrat f Bretter sbreitet daum[en]dick, sie in einem Zimmer  
 04 übereinander schichtet u nun langsam Chlorgas hineinleitet, bis man annehmen  
 05 darf, daß die Sättigung gesättigt ist. Es kommt noch darauf an, daß das Hydrat weder  
 06 trocken noch naß ist; wahrscheinlich müssen 2aq zugegen sein; es scheint  
 07 ferner eine irrige Annahme daß [man] besonders MgO haltigen CaO nehmen müsse;  
 08 ferner ein Zusatz v Knochenerde ist schädlich; dann ein Zusatz von Glauber-  
 09 salz ist ebenfalls überflüssig.  
 10 Es ist ein weißes Pulver nicht ganz trocken aber auch nicht feucht, in diesem Zu-  
 11 stand erleidet er allmähig eine Zersetzung beim Aufbewahren, während er sonst  
 12 sehr lange fbewahrt werden kann. Er riecht stark nach  $\text{Cl}^2$  oder auch  $\text{Cl}^2\text{O}$ ; in 8 Th. (Wasser)  
 13 lößt er sich größtentheils f u hinterläßt fgequollenes Kalkhydrat nebst  $\text{CaO}, \text{CO}^2$   
 14 Die conc. (wäss)rige Lösung ist gelb gefärbt, wenn das CaO gut gesättigt war sonst  
 15 aber farblos; sie reagirt stark alkalisch f Curcumapapier. Lackmuspapier  
 16 wird allmähig entfärbt, schneller als Curcuma. Die Entfärbung wird aber  
 17 viel rascher wenn man etwas Sre zusetzt. Indigolösung wird auch entfärbt.  
 18 Von dem (Wasser) wird fgelöst  $\text{CaO}, \text{Cl}^2\text{O}$ ,  $\text{CaCl}^2$  u überschüssiger CaO; kocht man  
 19 die (wäss)rige Lösung so entweicht O gas u die Flüssigkt enthält bloß  $\text{CaCl}^2$ . Von den Sren  
 20 selbst schwachen Säuren wird der Chlorkalk zersetzt Zb  $\text{CO}^2$ ; aller CaO schlägt sich nieder  
 21 u alles  $\text{Cl}^2$  geht fort indem sich die  $\text{Cl}^2\text{O}$  u der Chlorkalk sich zerlegen. Setzt man  
 22  $\text{SO}^3$  hinzu so ist ebenfalls die Zersetzung dieselbe es entsteht Gyps u  $\text{Cl}^2$ . Allein  
 23 es scheint als wenn hierbei doch wenigstens 1 Th. als  $\text{Cl}^2\text{O}$  fortginge; mit Sren versetzt  
 24 braußt die Flüssigkt immer etwas f; nimmt man anstelle des  $\text{SO}^3$  Salzsre, so ent-  
 25 wickelt sich auch  $\text{Cl}^2$ . Versetzt man die (wäss)rige Lösung t einem Metalloxýd welches  
 26 ein Superoxýd zu bilden im Stande ist[,] so wird das Oxýd durch den Kalk gefällt  
 27 (Mn, PbO) aber langsam wird durch die  $\text{Cl}^2\text{O}$  das Superoxýd gebildet.  $\text{Hg}^2\text{O}$ [salze] geben  
 28 daher HgO salze im Ndrschlg. Die Hauptsache ist die wie viel  $\text{Cl}^2\text{O}$  s durch Chlor-  
 29 kalk entwickelt werden kann; u so muß man nur 1 bestimmte Menge t  $\text{SO}^3$  über-  
 30 gießen u das entweichende  $\text{Cl}^2$  in eine Ag lösung leiten, oder in (Wasser) worin sich  $\text{Hg}^2\text{Cl}^2$  be-  
 31 findet welches in  $\text{HgCl}^2$  übergeht oder man wendet Indigolösung von bestimmter  
 32 Stärke an.<sup>821</sup>

**Formel 108**

<sup>820</sup> 1797 hatte Charles Tennant (1768–1838) Chlorkalk durch Umsetzung von Kalkmilch mit Chlor dargestellt, später dann von Löschkalk mit Chlor auf trockenem Wege.

<sup>821</sup> Hier werden verschiedene quantitative Methoden der Gehaltsbestimmung aufgezeigt.

33 Schwefelcalcium =  $\text{CaS}$ <sup>822</sup> 2erlei Präparate giebt es die officinell  
 34 sind, entweder das reine  $\text{CaS}$ ; man bereitet es wenn man 70 Gramm sehr fein  
 35 verpulvert Gyps t 10 Gramm feinem Kohlepulver sorgfältig mengt, dieß  
 36 nun in einem Tiegel den man fast ganz anfüllen kann u worauf man den Deckel  
 37 t Mehlkleister fklebt, hinlänglich glüht, man muß 1 1/4 Stunde lang unter  
 38 dem Daumen[?] <sup>823</sup> glühen; man erhält dann ein gelblich weißes lockeres Pulver, welches  
 39 sich in verdünnter Salzsäure leicht u völlig [au]flößt unter  $\text{H}_2\text{S}$  entwicklung; die Lösung  
 40 giebt zwar immer t  $\text{BaCl}_2$  einen geringen Niederschlag aber mehr als 3-4 % Gyps be-  
 41 finden sich darin nicht. Bleibt die Kohle gröblich u ist der Gyps nicht fein ge-  
 42 pulvert, so bleiben wohl 50 % Gyps darin. Nach einer anderen Methode glüht man  
 43  $\text{CaO} + \text{CO}_2$  mit S; das S verflüchtigt sich aber nur zu leicht u so wird das  $\text{CaO}$  letzten  
 44 Endes nur wenig verändert; ist die Zersetzung vollkommen geworden so ist [es] dann

-155-

01 =  $\text{CaO} + \text{SO}_3 + \text{CaS}$ ; dieses löst sich in verd. Salzsäure nicht ganz f, u enthält wahrscheinlich  
 02 Gyps beigemengt, aber gewöhnlich auch 1 guten Theil  $\text{CaO} + \text{CO}_2$ . Wenn man endlich  
 03 Kalkhydrat t S kocht, u zur Trockene eindampft, so bekommt man  $\text{CaS} + \text{Ca}[\text{O}], \text{S}^2\text{O}^2$ .  
 04 Man kann die durch Glühung bereitete  $\text{CaS}$  in Gläsern gut bewahren; wird  
 05 sie t (Wasser) gekocht, so löst sie sich nur schwer auf, u giebt eine farblose Flüssigkeit  
 06 von einfach  $\text{CaS}$ , welche stark alkalisch reagirt. Durch Zutritt der Luft entsteht  
 07  $\text{CaO}, \text{CO}_2$  u  $\text{H}_2\text{S}$  wird entwickelt. Die Metallösungen geben 1fache Sulfide da[mi]t.  
 08 Die Schwerlöslichkeit des  $\text{CaS}$  macht daß es nur wenig v[om] (Wasser) fgelöst wird, S löst sich  
 09 darin f; die Flüssigkeit wird gelb, sie verhält ganz so wie  $\text{KS}$  nur erleidet sie  
 10 an der Luft keine gelbliche Färbung weil der  $\text{CaS}$  durch die  $\text{CO}_2$  sgeschieden wird.

11 Fluorcalcium =  $\text{CaF}_2$  im Mineralreiche oft in großen Massen vorkommend,  
 12 im Thierreiche findet er sich in den Zähnen u Knochen, in ersterem ist er ein wesentlicher  
 13 Bestandtheil, im Pflanzenreiche hat man es noch nicht entdeckt, es befindet sich  
 14 aber sicher darin. Das  $\text{CaF}_2$  xstallisirt in Würfeln u spaltet sich auf den Flächen  
 15 eines regulären Oktaeders, schmilzt in der Rothglühhitze ohne eine Veränderung zu  
 16 erleiden; merkwürdig ist sein dichtes Zusammenschmelzen t Gyps, unter Einfluß  
 17 v (Wasser) geglüht entweicht  $\text{H}_2\text{F}^2$  u  $\text{CaO}$  [bleibt]; durch Kochen t kohlenreichen Alkalien erleidet es  
 18 keine Veränderung, wird es damit geschmolzen so entsteht  $\text{CaO} + \text{CO}_2$   $\text{KF}^2$ .  
 19 Wenn [man] Salz oder Salpetersäure [zusetzt,] so wird es etwas fgelöst aber von  $\text{SO}_3 + \text{Aq}$  t Wärme wird es  
 20 vollkommen zersetzt. Wenn man  $\text{BO}_3$  oder  $\text{SiO}_3$  zusetzt so entweicht das  $\text{F}^2$  als  $\text{F}^3$  B o[der]  
 21 Fluorkiesel.

22 Magnesium <sup>824</sup> =  $\text{Mg}$  = 1 at = 1 aeq = 15,835 man kann dieses Metall s (wasser)freiem  
 23  $\text{MgCl}_2$  durch K darstellen u zwar in einer Glasröhre bei Rothglühhitze; es ist  
 24 silberweiß hämmerbar, schmilzt so schwer wie Ag ungefähr oxydirt sich an der Luft  
 25 leicht oberflächlich, es verbrennt beim Erhitzen an der Luft zu  $\text{MgO}$ ; (Wasser) wird von dem  
 26 Metalle nicht zerlegt, aber wohl wenn man S[äu]ren zusetzt; t  $\text{Cl}^2$  u  $\text{J}^2$  verbindet  
 27 es sich leicht aber nicht t S; man kennt nur ein Oxyd.  
 28 Magnesiumoxyd <sup>825</sup> =  $\text{MgO}$ ; in der Natur findet sich die Talkerde <sup>826</sup> sehr verbreitet  
 29 u ganz gewöhnlich mit Kalk; immer an Sren gebunden wie  $\text{CaO}$ , allein auch das Hydrat  
 30 kommt [vor]. Man kann die reine Talkerde sehr leicht darstellen durch ein mäßiges Glühen  
 31 des basischen  $\text{MgO}, \text{CO}_2 + \text{aq}$ ; man füllt 1 Schmelztiegel lose damit an u bedeckt ihn  
 32 gut, es bedarf nur 1 schwaches Rothglühen um das (Wasser) u  $\text{CO}_2$  zu verflüchtigen. Sie  
 33 bleibt als denn sehr locker u eignet sich gut zu Mixturen; setzt man sie aber einem

<sup>822</sup> Vgl. hierzu F. P. DULK (1833), Bd 2, 296–298: „*Calcaria sulphurata*“, [...] bisweilen innerlich in Pillenform, häufiger äußerlich zu Bädern angewandt; man braucht es auch, um Hahnemann's Proberflüssigkeit schnell darzustellen.“

<sup>823</sup> Hier hat Säger unklar geschrieben, heute sagt man üblicherweise „über dem Daumen“ und meint ungefähr.

<sup>824</sup> Magnesium wurde erstmalig 1808 von Humphry Davy (1778–1829) durch Elektrolyse gewonnen; seine Verbindungen waren bereits im 17. Jh. bekannt, wie das Magnesiumsulfat (Bittersalz), das aus Heilquellen gewonnen wurde.

<sup>825</sup> Seit Anfang des 18. Jh. auch unter den Namen „Bittererde“ oder „Magnesia“ bekannt, die Herstellung wurde durch Glühen der Sauerstoffsalze erreicht, sowie sie auch hier beschrieben wird.

<sup>826</sup> Talk oder Magnesiumsilikat, man verstand unter Talkerde das Magnesiumoxid ( $\text{MgO}$ ).

34 sehr starken Rothglühen s, so wird sie zwar nicht geschmolzen wird aber viel schwerer.  
35 Man bewahrt die gebrannte Magnesia [in] gut schließenden Gläsern f. MgO ist ein weißes  
36 lockers leichtes Pulver welches angefeuchtetes Curcumpapier schwach braun färbt.  
37 Enthält sie CaO so ist die Reaction stärker; sie löst sich in 58[0]42 Th (Wasser) f u in 36,000  
38 Th. kochendem (Wasser) Fyfe<sup>827</sup>. Das (Wasser) wird aber dann nicht alkalisch. Sie ist geruch u geschmacklos  
39 erdig aber gar nicht aetzend; t (Wasser) verbindet sich die MgO auch zu einem Hydrat, aber eine  
40 Erwärmung findet nicht statt. Für sich schmilzt die MgO erst in den heftigsten  
41 Feuergraden aber t SiO<sup>3</sup> schmilzt sie leicht zusammen; sie sättigt die Sren vollkommen  
42 u [man] rechnet sie zu den alkalischen Erden unter denen sie die schwächste ist. Mit H<sup>2</sup>S

-156-

01 wird sie direct nicht in MgS verwandelt, wie es t den übrigen Alkalien der Erden  
02 ist. Ihre Salze sind meistens löslicher als die der BaO, SrO u CaO; sie zeichnet sich  
03 s daß sie sehr leicht Doppelsalze bildet, namentlich t den H<sup>6</sup>N<sup>2</sup> salzen. Darum  
04 werden die Ndrschlge des MgO in Salmiak u H<sup>6</sup>N<sup>2</sup>, O, CO<sup>2</sup> fgelöst. Phosphorsre MgO  
05 lößt sich einigermaßen leicht in (Wasser) auf; so wie aber ein H<sup>6</sup>N<sup>2</sup> überschüssiges dazu kommt so  
06 entsteht eine unlösliche Verbindung; die phosphorsr Ammoniak Talkerde<sup>828</sup> erscheint  
07 anfangs bei der Fällung schleimig, aber sie wird später xstallinisch, vorzüglich  
08 dann wen[n] man das Talkerdesalz sauer macht nun hinlänglich NaO, P<sup>2</sup>O<sup>5</sup> u überschüssigen  
09 H<sup>6</sup>N<sup>2</sup> zusetzt; als auch wenn man gleich basisches H<sup>8</sup>N<sup>2</sup>O, P<sup>2</sup>O<sup>5</sup> zusetzt oder P<sup>2</sup>O<sup>5</sup> u über-  
10 schüssiges H<sup>6</sup>N<sup>2</sup>. Dieses xstallinische Salz hat die Zusammensetzung = 2MgO+  
11 H<sup>8</sup>N<sup>2</sup>O+P<sup>2</sup>O<sup>5</sup>+2Aq+10aq. Schon in gelinder Wärme entweichen die 10 Aq u bei  
12 stärkerer Hitze gehen erst die 2Aq fort t H<sup>6</sup>N<sup>2</sup>. Bei schwachem Glühen hinterbleibt  
13 6P<sup>2</sup>O<sup>5</sup>+2MgO; sie ist gewöhnlich schwarz gefärbt vom Empyreumen s dem H<sup>6</sup>N<sup>2</sup>  
14 Schon bei mäßigem Rothglühen schmilzt es, natürlich ohne alle Zersetzung; das  
15 Salz findet sich in manchen thierischen Creationen[?]. Wenn der xstallinische Ndschlg  
16 t reinem (Wasser) behandelt wird, so zerlegt er sich u lößt sich f die Flüssigkt giebt t  
17 basischem phosphorsrem H<sup>6</sup>N<sup>2</sup> wieder eine Trübung aber in H<sup>6</sup>N<sup>2</sup> lischen (Wasser) lößt es sich nicht  
18 auf. Eine große Menge des Salzes läßt sich kaum darin swaschen, u deshalb ist es besser  
19 kleine Mengen zu fällen  
20 Die MgO kann durch eine schlechte Beschaffenheit des CO<sup>2</sup>+MgO schlecht sfallen u  
21 mit CaO verunreinigt sein; mit (Wasser) u verdünnter N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> übergossen lößt sich diese  
22 ohne Abbrausen allmähig vollständig auf; ohne Asscheidung v SiO<sup>3</sup> flocken.  
23 Die Lösung giebt t H<sup>6</sup>N<sup>2</sup> im Ueberschuß versetzt entweder gar keinen Ndschlg  
24 oder er verschwindet t Zusatz v Salmiak; ein Ndschlg kann SiO<sup>3</sup>, Al<sup>2</sup>O<sup>3</sup>, u Fe<sup>2</sup>O<sup>3</sup>  
25 sein, in der ammoniakalischen Flüssigkt bringt Ö keinen Ndschlg hervor; H<sup>2</sup>S u  
26 S ammonium werden Metalle nachweisen; das MgO mit (Wasser) übergossen u sgelaugt  
27 muß kein Salz abgeben, NaO+SO<sup>3</sup> oder CO<sup>2</sup>.  
28 Kohlensaures Magnesiumoxyd<sup>829</sup> = MgO+CO<sup>2</sup> Wen[n] man eine  
29 Lösung v MgO+SO<sup>3</sup> oder MgCl<sup>2</sup> mit NaO+CO<sup>2</sup> vermischt in der Kälte so be-  
30 kommt man einen schleimigen Ndschlg welcher s 1fach MgO+CO<sup>2</sup> u Talkerdehydrat **Formel 109**  
31 besteht; weil ein Th. des CO<sup>2</sup> sich abscheidet u Mg+2CO<sup>2</sup> sich bildet oder viel mehr  
32 2fach kohlensres Alkali mit welchem MgO+CO<sup>2</sup> sich verbindet; diese Fällung hat  
33 Aehnlichkt t der Fällung des ZnO+CO<sup>2</sup>. Erhitzt man aber die Flüssigkt so bildet sich  
34 nur lediglich ein basisches Salz während in der Kälte immer noch 1fach MgO+CO<sup>2</sup>  
35 im Ndschlg bleibt. Nach Brezel[ius]. ist die MgO+CO<sup>2</sup> aber das 3/4 kohlensre Salz, nach **Formel 110**  
36 Fritsche<sup>830</sup> aber 4/5; er giebt an. Wenn [man] nach der preußischen Pharmacopoe die Flüssigkt  
37 kocht oder heißes (Wasser) anwendet, so wird der Ndschlag schwer u fest; außerdem ist die An-

<sup>827</sup> L. GMELIN (1844), Bd 2, 220: „*Bittererde-Auflösung*. - *Die Bittererde löst sich in 5142 Th. Wasser von 15,5°, [...] und in 36000 Th. kochendem Wasser. FYFE (Edinb. Phil. J. 5, 305).*“ Fyfe ist ein unbekannter britischer Forscher.

<sup>828</sup> Magnesiumammoniumphosphat [Mg(NH<sub>4</sub>)PO<sub>4</sub>] entsteht bei der Reaktion zur Magnesium-Bestimmung.

<sup>829</sup> Magnesiumcarbonat (MgCO<sub>3</sub>) bildet sich in wässrigen Lösungen nur im Überschuss von CO<sub>2</sub>. Mit Alkalicarbonaten versetzt entsteht immer ein schwer definierbares basisches Magnesiumcarbonat.

<sup>830</sup> Der Chemiker Carl Julius von Fritzsche (1808–1871) war anfangs Apotheker und Assistent von Mitscherlich, wurde 1849 russischer Staatsrat und 1853 Mitglied der Akademie der Wissenschaften in St. Petersburg, vgl. G. BUGGE (1929), Bd 2, 137.

38 wendung v gereinigter Pottasche unzulässig. In den Fabriken nimmt man  
 39 das Bittersalz<sup>831</sup> oder  $\text{MgCl}^2$ , so in Schwanebeck u Allendorf<sup>832</sup>, nur ganz lau wird die Mutter-  
 40 lauge verwendet, man setzt nun so viel  $\text{NaO}+\text{CO}^2$  zu als eben zur Fällung  
 41 erforderlich ist, läßt den Ndschlg sich setzen u wäscht ihn einige male [au]s, als dann wird  
 42 es in kl. 4eckige Kästen geschlagen u diese noch f ein großes Brett in geneigter  
 43 Stellung gesetzt, in diesen Kästchen läßt man den Ndschlg trocken werden, welches

-157-

01  $\text{MgO}+\text{CO}^2$  ist. Wenn man die Mutterlauge nicht geh[ö]rig gereinigt hat v Gyps so  
 02 kann die Talkerde nie rein werden, allein unser Magnesia ist ganz gewöhnlich rein  
 03 vom Kalk; sie muß blendend weißes sehr leichtes Pulver sein, sie schmeckt erdig  
 04 u nicht salzig. Angefeuchtetes Curcumapapier wird davon wenig aber doch  
 05 merklich braun gefärbt[,] was die einfach kohlenre Talkerde nicht thut.  
 06 Die kohlenzure[?] Talkerde ist etwas rau anzufühlen, sie löst sich in 2394 Th. kaltem (Wasser)  
 07 auf, durch  $\text{CO}^2$  wird sie aber leichter u in Menge fgelöst, zu  $\text{MgO}, 2\text{CO}^2$ ; die einfache  
 08 oder Magnesit<sup>833</sup> reagirt f Curcumapapier nicht alkalisch u enthält auch  
 09 kein (Wasser); er löst sich in verdünnter Sre leicht unter Afbrausen f, die Magn[?]. aber noch[]  
 10 leichter; die Lösung muß klar sein; die salpetersre Lösung soll t Ag lösung oder  $\text{BaCl}^2$   
 11 keine bedeutende Trübung geben u t Salmiak keine Trübung oder  $\text{N}^8\text{N}^2, \text{O}, \text{CO}^2$   
 12 vom  $\text{SiO}^3$ ,  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  u auch  $\text{CaO}+\text{CO}^2$ . Das  $\text{CaO}$  wird durch  $\text{KO}+\text{Ö}$  angezeigt.  $\text{H}^2\text{S}$ , S ammonium  
 13 zeigen Metalle an.  
 14 Schwefelsaure Talkerde =  $\text{MgO}+\text{SO}^3+1\text{Aaq}+6\text{aq}^{834}$ . Dieses Salz  
 15 hat man von frühen Zeiten durch Verdampfen von Salzsoolen dargestellt; oder man  
 16 nimmt auch Magnesit u behandelt ihn t  $\text{SO}^3$ . Aber dies Salz s dem Bitter(wasser) enthält oft  
 17 andere Salze namentlich ein Doppelsalz t  $\text{KO}+\text{SO}^3 = \text{MgO}+\text{SO}^3+\text{KO}+\text{SO}^3+\text{aq}$ .  
 18 Indessen findet sich das  $\text{MgO}, \text{SO}^3+\text{KO}, \text{SO}^3$  auch in dem Bittersalz, welches man s der  
 19 Mutterlauge der Soole bereitet, so in Schönebeck<sup>835</sup>; auch s dem Meer(wasser) gewinnt man  
 20 es u an der deutschen Nordseeküste. Das Bittersalz des Handels enthält oft viel  $\text{MgCl}^2$   
 21 u muß umxstallirt werden, weil das  $\text{MgCl}^2$  sehr heftig f den thier. Organismus  
 22 einwirkt, auch darf es kein  $\text{SiO}^{[?]}$  t enthalten welches schwer löslich ist u leichter  
 23 sxstallirt. Das Bittersalz xstallirt in ziemlich großen geraden rhombischen  
 24 Prismen; bei gestörter Xstallisation auch in feinen Nadeln; es verwittert bei  
 25 ganz trockener Temperatur etwas, aber nicht stark, wird nur feucht wenn es  $\text{MgCl}^2$   
 26 enthält, bis zum Zerfließen; es schmeckt kühlend bitter aber nicht unangenehm  
 27 bitter, in gelinder Wärme schmilzt es in sei[ne]m Xstall(wasser), giebt einen erdigen Rückstand  
 28 der durch Glühen t C kein  $\text{MgS}$  liefert blos Talkerde; die Bildung v  $\text{MgS}$  ist jedenfalls  
 29 unbedeutend; das Salz reagirt neutral. 100 Th. (Wasser), v 14,6 $\underline{\text{o}}$  lösen 100 Th. Salz f.  
 30 v 40,1 $\underline{\text{o}}$  242,0 Th. v 97 $\underline{\text{o}}$  644,4 Theile. Mit Alkohol gekocht verliert das Salz  
 31 sein Xstall(wasser) u wird ganz weiß u undurchsichtig, in (wäss)rigem - löst es sich aber auf,  
 32 zum Unterschiede v Gyps ## u  $\text{MgO}+\text{SO}^3$ ,  $\text{KO}+\text{SO}^3$ . Die (wäss)rige Lösung giebt t  
 33  $\text{AgO}+\text{N}^2\text{O}^5$  bei Verdünnung gar keinen Ndrschlg. Das käufliche Salz darf höchstens  
 34 1 Trübung geben.  $\text{KO}+\text{Ö}$  nicht die mindeste Trübung, ebenso Salmiak,  $\text{H}^8\text{N}^2, \text{O}, \text{CO}^2$   
 35  $\text{H}^6\text{N}^2$ ;  $\text{H}^2\text{S}$  u S ammonium zeigen Metalle an; von der Sre herrührend.  
 36 Salpetersaure Talkerde<sup>836</sup>; sie xstallirt in Verbindung t (Wasser) ist leicht zerfließlich  
 37 u bildet sich neben  $\text{CaO}+\text{N}^2\text{O}^5$  in der Ackererde u in Viehställen; es löst sich in 1/2 Th  
 38 (Wasser) f u in 9 Th. starkem Alkohol.

<sup>831</sup> Magnesiumsulfat ( $\text{MgSO}_3$ )

<sup>832</sup> In den Orten Schwanebeck in Sachsen-Anhalt oder Brandenburg und Allendorf bei Bad Sooden wurde Salz gewonnen und es entstand hier eine chemische Industrie.

<sup>833</sup> Magnesiumcarbonat ( $\text{MgCO}_3$ ) in Böhmen als „Reine Talkerde“ entdecktes Mineral, als Magnesium noch nicht bekannt war.

<sup>834</sup> Magnesiumsulfat Heptahydrat ( $\text{MgSO}_4 \times 7 \text{H}_2\text{O}$ ) wurde erstmalig 1659 von dem englischen Botaniker Nehemiah Grew (1628–1711) in Verdampfungsrückständen einer Quelle in England gefunden, vgl. PIERER (1841), Bd 8, 544.

<sup>835</sup> Es handelt sich um einen Ort an der Elbe bei Magdeburg in Sachsen-Anhalt mit Salzbergwerken und Solquellen. Wackenroder weist seine Schüler auf die lokalen Quellen hin.

<sup>836</sup> Magnesiumnitrat [ $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ ]

39 Chlormagnesium =  $\text{MgCl}^2$  die (wasser)freie Verbindung läßt sich schwierig dar-  
40 stellen; namentlich wenn man Mg t Kohle zusammen schmilzt u Cl gas in der Glüh-  
41 hitze darüber strömen läßt. Das (wasser)haltige enthält 6[5]aq, xstallisirt wenn auch schwer  
42 in feinen Nadeln; (wasser)leer läßt es sich nicht darstellen, denn wird 1 Lösung desselben  
43 in Salzsre abgedampft oder, wird die Mutterlauge der Salzsoole weiter eingedampft

-158-

01 so entweicht viel  $\text{H}^2\text{Cl}^2$ ; man erhält einen erdigen Rückstand, welcher Oxychlorid  
02 der Talkerde [ist] u dieses bleibt beim Verdampfen des Mineral(wassers) zurück; durch (Wasser) läßt **Formel 111**  
03 sich der größte Theil v  $\text{MgCl}^2$  ziehen. Wird ein Bittersalz welches viel  
04  $\text{MgCl}^2$  enthält zum Kochen erhitzt, so wird die ganze Flüssigkt trübe; dieses  
05 rührt auch davon her, daß das Salz sich in ein basisches Salz verwandelt.  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  geht fort.  
06 Wenn man  $\text{MgCl}^2$  t  $\text{NaCl}^2$  abdampft so findet die Zersetzung weniger leicht  
07 statt wie bei anderen Chloriden, darum trüben sich die Salzsoolen beim Kochen.  
08 Das Xstallisirte zerfließt an der Luft, bedarf nur 1/2Th.(Wasser) zur Lösung, 5 Th -  
09 u schmeckt äußerst scharf u bitter. Die heftige Wirkung des See(wasser) f den Magen  
10 schreibt man vornehmlich dem  $\text{MgCl}^2$  zu. Der leichten Zersetzbarkeit des  $\text{MgCl}^2$   
11 wegen scheint man gerade das Seesalz zum Einpökeln der Fische zu verwenden.<sup>837</sup>  
12 Das käufliche Kochsalz welches ziemlich viel  $\text{MgCl}^2$  enthält salzt am schärfsten  
13 weil es den durchdringenden Geschmack des  $\text{MgCl}^2$  besitzt.  
14 Metalle welche f nassem Wege kein Sulfid bilden  
15 u durch S ammonium gefällt werden als Hydrat.  
16 Aluminium<sup>838</sup> =  $\text{Al}^2 = 2\text{at} = 1\text{aq} = 37,2330$ ; es kennen wir im Ganzen  
17 sehr wenig, es läßt sich schwierig darstellen; durch herüberleiten v K üb[er] weiß  
18 glühendes  $\text{Al}^2\text{O}^3$  oder  $\text{AlCl}^3$ [?]; man kennt es als graumetall. glänzendes Theilchen die  
19 sich nicht mal zusammen schmelzen lassen[, ] unter (Wasser) sich allmählig oxydiren t H  
20 Entwicklung, vornehmlich v  $\text{H}^2\text{Cl}^2$ ,  $\text{SO}^3$  auch vom KO unter H entwicklung fge-  
21 nommen werden; an der Luft erhitzt verbrennt es t äußerstem Glanz zu  $\text{Al}^2\text{O}^3$   
22 die einzige Oxydationsstufe ist.  
23 Alaunerde =  $\text{Al}^2\text{O}^3$ ; sie kommt als Saphir<sup>839</sup> u Curund<sup>840</sup> rein vor, aber die  
24  $\text{Al}^2\text{O}^3$  ist sonst allgem. häufig in der Natur gewöhnlich t  $\text{SiO}^3$  in Verbindung,  
25 in vielen Silicaten, zu denen auch der gewöhnliche Thon gehört. Die  $\text{Al}^2\text{O}^3$  läßt  
26 sich rein darstellen durch Fällern der  $\text{Al}^2\text{O}^3$  salze durch  $\text{H}^6\text{N}^2$ ; durch kohlenr Alkalien  
27 gefällt, hält sie von diesen gewöhnlich etwas zurück u bildet basische Ver-  
28 bindungen.  
29 Die reine  $\text{Al}^2\text{O}^3$  ist ein weißes Pulver oder wenn sie sehr heftig geglüht auch zu-  
30 sammen gesintert [vorkommt], manchmal ist sie etwas durchscheinend, was von einem kl. Rückstand  
31 v Alkali herrührt; nach heftigem Glühen ist sie so hart daß sie t Stahl Funken  
32 giebt, aber schmelzbar ist die reine  $\text{Al}^2\text{O}^3$  nur vor dem Knallgasgebläse; ohne  
33 Geruch u Geschmack, ohne Alle Reaktion f die Reagenspapiere, sie verbindet sich  
34 durchaus nicht t (Wasser), selbst nicht 1mal t Säuren, sie lößt sich nur f wenn sie t  
35  $\text{SO}^3 + \text{Aq}$  u (Wasser) zu gleichen Th. längere Zeit 1Std digerirt wird u hierauf noch (Wasser) zu-  
36 gefügt wird; enthält sie  $\text{SiO}^3$  so ist sie freilich nicht leicht oder gar nicht flöslich.  
37 t KO digerirt lößt sie sich nicht auf; schmilzt man sie aber damit, so lößt sie sich  
38 nun in Salzsäure oder  $\text{N}^2\text{O}^5$  auf; s ihren Salzen abgeschieden durch  $\text{H}^6\text{N}^2$  oder kohlenr  
39 Alkalien wird sie als ein sehr voluminisches[voluminöses] Hydrat abgeschieden gallertartig,

<sup>837</sup> Diese Aussage findet sich sonst in keinem gängigen Lehrbuch !

<sup>838</sup> Dargestellt 1825 von dem Pharmazeuten Hans Christian Ørsted (1777–1851), er wurde 1806 Professor für Physik an der Universität Kopenhagen, vgl. G. BUGGE (1929), Bd 1, 442. Die Methode zur Herstellung war die Reaktion von Aluminiumchlorid ( $\text{AlCl}_3$ ) mit Kalium-Amalgam. 1827 verbesserte Friedrich Wöhler (1800–1882) die Methode, gab eine detaillierte Beschreibung der Eigenschaften und Reaktionen des Aluminiums an; hierauf bezieht sich Wackenroder.  
<sup>839</sup> Klaproth erkannte, dass es sich beim Saphir im Wesentlichen um  $\text{Al}_2\text{O}_3$  (Tonerde) handelt, vgl. H. LÜSCHEN (1968), 310.

<sup>840</sup> „Korund“; das Wort ist indischer Herkunft; kam Ende des 18. Jh. als härtestes Mineral nach dem Diamanten nach Europa. Martin Heinrich Klaproth (1743–1817) stellte nach mühsamen Versuchen fest, dass es sich um reines  $\text{Al}_2\text{O}_3$  handelte, vgl. H. LÜSCHEN (1968), 256.

40 allein dieses enthält gewöhnlich etwas Alkali u etwas Säure, diese Gallerte trocknet  
 41 sehr stark ein u nach dem Glühen erscheint sie manchmal ganz durchscheinend.  
 42 In diesem gallertartigen Zustand löst sie sich leicht in KO oder NaO auf; wird die  
 43 Auflösung des  $\text{Al}^2\text{O}^3$  in KO der Luft sgesetzt, so scheidet sich allmähig  $\text{Al}^2\text{O}^3 + \text{aq}$

-159-

**Formel 112**

01 in einer Rinde ab; fügt man Salmiak hinzu, so entsteht  $\text{KCl}^2$  u  $\text{Al}^2\text{O}^3$  fällt nieder  
 02 weil sie im  $\text{H}^6\text{N}^2$  unlöslich ist; in den Sren löst sich das  $\text{Al}^2\text{O}^3 + \text{aq}$  sehr leicht auf, u der  
 03 feuchte Thon giebt ebenfalls den Ueberschuß an  $\text{Al}^2\text{O}^3 + \text{aq}$  an stärkere Säuren leicht ab.  
 04 Das getrocknete Hydrat ist  $\text{Al}^2\text{O}^3 + 3\text{aq}$ , ein weißes P [Pulver] immer noch in Sren aber wenig in  
 05 KO löslich. Durch Glühen zieht sich das Hydrat sehr zusammen es schwindet, u geradeso ver-  
 06 hält sich der reine Thon; weshalb man bei Porzellanbereitung eine hinlängliche  
 07 Menge v  $\text{SiO}^3$  sand u Kalk wenn auch nicht direct dazu nehmen muß. Durch das Glühen  
 08 entstehen Verbindungen v  $\text{Al}^2\text{O}^3 + \text{SiO}^3$  oder CaO, oder  $\text{KO} + \text{SiO}^3$ ; je mehr die geglühte  
 09 Masse das Licht durchläßt, je mehr spröde u f dem Bruch glasartig, desto ähnlicher wird  
 10 sie dem Glase. Das Undurchsichtige welches gleichwohl f dem Bruche nicht mehr erdig  
 11 ist, sondern eine Fritting zeigt, widersteht dem Temperaturwechsel am besten u auch  
 12 den Sren u Alkalien.  $\text{Al}^2\text{O}^3 + \text{SiO}^3$  ist die wesentliche Verbindung im Porzellan, aber durch  
 13 einen alkalischen Beisatz muß eine Schmelzung hervor gebracht werden. Die  $\text{Al}^2\text{O}^3$  ist eine  
 14 schwache Salzbasis u steht in dieser Hinsicht dem  $\text{SiO}^3$  zur Seite. Alle ihre Salze reagiren  
 15 sauer selbst diejenigen welche für neutral anzusehen sind; sie xstallisiren gewöhnlich  
 16 nicht leicht, aber sie bilden mit anderen Salzen sehr leicht Doppelsalze; die schwächeren Säuren  
 17 geben Salze die sehr leicht zersetzt werden durch [Au]fwärmung oder orgen. Substanzen,  
 18 so namentlich  $\text{Al}^2\text{O}^3 + \text{Ä}$ ; durch Glühen erleiden die Salze sämtlich eine Zersetzung  
 19 u die  $\text{Al}^2\text{O}^3$  bleibt zurück.  
 20 Alaun<sup>841</sup>; man bezeichnet damit gewöhnlich eine Verbindung des  $\text{Al}^2\text{O}^3, \text{SO}^3$  u  
 21 einem  $\text{SO}^3$  von Alkali zu einem Doppelsalz;  
 22 Die schwefelsaure Alaunerde<sup>842</sup> ist  $= \text{Al}^2\text{O}^3 + 3\text{SO}^3 + 18\text{aq}$  es bildet dieses Salz nur  
 23 sehr schwierig xstallinische Blättchen ist sehr zerfließlich u verliert durch geringe Er-  
 24 hitzung 1 Th. u endlich alles Wasser; aber dieses Salz verbindet sich noch t einem  
 25 At[om], KO,  $\text{SO}^3$  zu 24 aq u dieses ist das gewöhnliche  
 26 Kalialaun  $= \text{KO} + \text{SO}^3 + \text{Al}^2\text{O}^3 + \text{SO}^3 + 24\text{aq}$ <sup>843</sup> Das  $\text{KO} + \text{SO}^3$  kann auch durch  $\text{NaO} + \text{SO}^3$   
 27 oder  $\text{H}^8\text{N}^2, \text{O}, \text{SO}^3$  ersetzt werden, u so entstehen NaO u Ammoniakalaun, aber die  
 28  $\text{Al}^2\text{O}^3$  kann auch wieder ersetzt werden durch andere isomorphe<sup>844</sup> Salzbasen, oder durch  $\text{Fe}^2\text{O}^3$ ,  
 29  $\text{Mn}^2\text{O}^3$ ,  $\text{Cr}^2\text{O}^3$  u entstehen, Fe, Mn u Cr Alaun, wenn als keine  $\text{Al}^2\text{O}^3$  ist. Diese  
 30 Alaune xstallisiren ebenso wie Kalialaun welches das ursprüngliche u gebräuchlichste  
 31 ist. Man gewinnt den gewöhnlichen KO Alaun f verschiedene Weise; ursprünglich  
 32 wurde er s dem Alaunstein, einem basischem Alaun u zu Tolfa in Italien<sup>845</sup> gewonnen; man  
 33 benutzt aber auch jetzt in Ungarn den Alaunstein, man brennt ihn u löst ihn dann auf.  
 34 Dieser Alaun ist immer sehr neutral, er enthält nur beigemengtes  $\text{Fe}^2\text{O}^3$ , das beim  
 35 Aflösen zurück bleibt; sodann gewinnt man ihn s dem Alaunschiefer, welcher  
 36 neben Thon, dh.  $\text{Al}^2\text{O}^3 + \text{SiO}^3$ , FeS, Bitumen enthält. Wenn der Alaunschiefer oder  
 37 ähnlicher Schiefer oder ähnliche Braunkohle getrennt wird, so entsteht  $\text{SO}^4$  in ~~großen~~ Hauf [?]  
 38 u diese nun t (Wasser) slaugt, so erhält man  $\text{Al}^2\text{O}^3 + \text{SO}^3$  u  $\text{Fe}^2\text{O}^3, \text{SO}^3$ ; es wird nun Lauge  
 39 KO, +aq zugesetzt, auch fauler Harn; unter Abscheidung des Fe fällt das leicht xstallische

<sup>841</sup> Doppelsalze nach dem Prinzip,  $\text{Me}-(\text{I})-\text{Al}(\text{SO}_4)_2$ ; Jean Antoine Claude Chaptal (1756–1832) gilt als der Begründer der ersten Alaunfabrik. Er und Louis Nicolas Vauquelin (1764–1829) haben erst 1796 Alaun  $[\text{KAl}(\text{SO}_4)_2]$  als Doppelsalz charakterisiert.

<sup>842</sup> Aluminiumsulfat  $[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3]$  kristallisiert – wie hier beschrieben – mit 18 Mol Kristallwasser.

<sup>843</sup> Die heutige Schriftweise ist  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \times 12 \text{H}_2\text{O}$ , die doppelte Anzahl an Wasser ergibt sich aus der doppelten Anzahl von Aluminium-Atomen.

<sup>844</sup> Die Bedeutung ist „von gleicher Gestalt“, hier bei Kristallen mit der Formel  $\text{Me}^{1+}\text{Me}^{3+}(\text{SO}_4)_2$ , beispielsweise Chromalaune.

<sup>845</sup> Kirchenstaat; PIERER (1844), Bd 23, 586 beschreibt wie folgt: „Tolfa (Geogr.) Marktflecken in der Delegation Civita vecchia des Kirchenstaats, liegt nicht weit vom Mignone; hat 3200 Ew., in der Nähe ein berühmtes Alaunwerk, das jährlich auf 109,000 Ctr. römischen Alaun liefert.“



40 Alaun als ein xstallisches Pulver zu Boden; aber er bleibt leicht ein bischen sauer  
41 u FeO haltig; bei den billigen Preisen des  $\text{SO}^3$  digerirt man auch noch geradezu Thon t  $\text{SO}^3$   
42 u setzt irgendeine KO Lösung zu. Man erhält jetzt im Handel sehr reinen Alaun  
43 welcher vollkommen so gut ist wie der römische. Wir haben nur zu sehen daß er nicht  
44 Fe u  $\text{H}^6\text{N}^2$  haltig ist, sondern reiner K Alaun.

-160-

01 Er xstallisirt meist sehr leicht in großen regulären Octaädern, gewöhnlich sind aber  
02 nur Theile des Octaäders reihenförmig [mi]teinander verbunden. Die Reihe wird ge-  
03 wöhnlich durch 1/2 Octaäder beschloßen. Man erhält bei kleineren Mengen gewöhnlich # sättigte Lösung v Alaun  
legt  
04 nur Theile des Octaäders, aber zuweilen auch vollkommen sgebildet; man kann die wobey sich die Xstalle umwandelt  
05 Xstalle vollkommen gewinnen, wenn man kl. Xstalle Alaun in eine ge=<sup>846</sup> Alle Alaune xstallisiren  
06 ebenfalls in regulären Octaädern; das Alaun schmeckt säuerlich süßlich zusammen  
07 ziehend, an der Luft beschlägt es langsam ohne zu zerfallen; bei 92 $\text{Q}$  schmilzt er  
08 in seinem Xstall(wasser) schäumt f u hinterläßt den gebrannten Alaun; bei starker Roth-  
09 glühhitze geht alles  $\text{SO}^3$  die t  $\text{Al}^2\text{O}^3$  verbunden war fort; glüht man den Alaun  
10 mit Kohle so entsteht eine lockere Masse welche an die Luft gebracht sich ent-  
11 zündet; wahrscheinlich ist in diesem Pýrophos K enthalten. 100 Th (Wasser) v 5 $\text{Q}$  nehmen  
12  $\frac{8}{1}2\text{Th. f u v } 100\text{Th. (Wasser) v } 100\text{Q}$  nehmen 133Th. auf man kann daher den Alaun sehr leicht  
13 umxstallisiren. Lößt man 16 Un[zen] Alaun in 70 Unz[en] (Wasser) auf, nebst 1/4 Quäntchen Hammel[? Hasen]-  
14 blase u legt man in diese Lösung Geflechte, so setzen sich die Octaäder des Alauns  
15 sehr regelmäßig an u die Alaun Xstalle behalten ziemlich lange ihren Glasglanz  
16 u Durchsichtigkt.  
17 Die farblose Aflösung des Alauns reagirt stark sauer, KO+aq giebt einen im Ueber-  
18 maaß leicht u völlig löslichen Ndschlg. KO darf kein  $\text{H}^6\text{N}^2$  entwickeln daraus wenigstens zu  
19 medicin. Zwecken soll er aber rein sein. Tr u Blutlaugensalz geben keine Trübung;  
20 kohlenre Alkalien geben einen Ndschlg v  $\text{Al}^2\text{O}^3$ +aq u folglich entweicht die  $\text{CO}^2$  unter  
21 Afschäumen denn die  $\text{Al}^2\text{O}^3$  verbindet sich wenig oder doch nur effèrent<sup>847</sup> t der  $\text{CO}^2$ .  $\text{H}^2\text{S}$   
22 S ammonium giebt unter Entwicklung v  $\text{H}^2\text{S}$  einen Ndrschlg des Hydrates. Eine reine Lösung  
23 des Alauns giebt t Tr u  $\text{PbCl}^2$  Reaktionen f KO, u nach starkem Glühen v. d. L. muß  
24 die Alaunerde alkalisch reagiren; in Alkohol ist der Alaun nicht löslich u wird  
25 s seiner (wäss)rigen Lösung des - gefällt xstallinisch.  
26 Gebrannter Alaun wird bereitet durch mäßiges langsames Erhitzen des  
27 KO Alaun in einem irdenen Topfe, so daß das Alaun in seinem Xstallwasser  
28 schmilzt, sich fbläht zu einer schwammigen Masse u (wasser)frei zurück bleibt. Der  
29 gebrannte Alaun unterscheidet sich von gewöhnlichem nur daß er kein (Wasser) enthält, er  
30 muß leicht locker u spee[?]ziös<sup>848</sup> sein; mit kaltem (Wasser) übergossen u lange hingestellt  
31 oder erwärmet muß sich der gebrannte Alaun ganz wieder [au]flösen; allein ganz hell u  
32 klar lößt man ihn selten f denn beim gelindesten Calciniren werden die äußersten  
33 Partien stärker erhitzt u folglich findet sich eine kl. Menge von basischer also  
34 ein (wasser)unlösliches schwefelsrs  $\text{Al}^2\text{O}^3$ . Es darf nur nicht viel sein u ebensowenig  
35 darf der gebrannte Alaun Xstall(wasser) enthalten  
36 Chloraluminium<sup>849</sup>; wenn man  $\text{Al}^2\text{O}^3$  t C zusammen mengt u in reinem Porzellan  
37 röhre die Masse sehr stark glüht u Cl gas hinüber leitet, so verflüchtigt sich  
38  $\text{Al}^2\text{Cl}^6$ , welches eine bei gewöhnlicher Temperatur gelbe Flüssigkt ist, aber schon bei  
39 1[2]00 $\text{Q}$  verdampft u durch (Wasser) eine Zersetzung erleidet, also ähnlich dem  $\text{Sb}^2\text{Cl}^6$  in so  
40 fern nämlich das (Wasser) nicht darin entfernt werden kann.  $\text{Al}^2\text{O}^3$  in  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  fgelöst  
41 ist Alumin.chlorid in (Wasser); wird die Lösung abgedampft so entweicht Salzsre u es  
42 hinterbleibt  $\text{Al}^2\text{O}^3$ , oder vielmehr ein Oxychlorid des Al. Die Zersetzung ist noch sta[ä]rker  
43 als beim  $\text{MgCl}^2$ , man kann dasselbe nun in Salzsre wieder flösen u f diese Weise

<sup>846</sup> am Rande notiert

<sup>847</sup> äußerlich, an der Oberfläche

<sup>848</sup> speziös = ansehnlich

<sup>849</sup> Aluminiumchlorid ( $\text{AlCl}_3$ ), die hier beschriebene Darstellung war die damals gebräuchliche.

44 Trennen von der  $\text{SiO}^3$ . Das  $\text{Al}^2\text{O}^{2[3]}$  abgedampft ohne es sich zersetzt; bildet eine

-161-

01 Flüssigkt welche sich mit Alkohol mischen läßt. Das  $\text{Al}^2\text{Cl}^6$  soll dem  $\text{NaCl}^2$  beige-  
 02 mischt thödllich wirken.  
 03 Ultramarin<sup>850</sup>; der Lasurstein<sup>851</sup> hat schon seit uralten Zeiten uns die schöne blaue  
 04 Farbe geliefert welche man Ultramarin genannt hat. Man hat durch Untersuchung  
 05 gefunden (Gmelin) daß es ein Sulfid enthält, oder ob S t dem Al oder Na verbunden  
 06 ist, oder ob das Ganze  $\text{S}, \text{SiO}, \text{AlNa}$  ist, ist noch nicht sgemacht. Eine Meinung ist  
 07 die[,] es sei  $2\text{Al}^2\text{O}^3 + 4\text{SiO}^3 + \text{NaS} + x\text{O}$ . Man bereitet [es] wahrscheinlich indem man  
 08 Kaolin<sup>852</sup> glüht mit reiner NaS, oder nach Gmelin[:] man lößt  $\text{SiO}^3$  in NaO auf,  
 09 fügt hinzu  $\text{Al}^2\text{O}^3 + \text{aq}$ , glüht die eingetrocknete Masse t einem Zusatz v NaS  
 10 aber wenn die blaue Farbe herauskommen sollte so muß man die Masse gehörig  
 11 stark u gehörig lange an der Luft glühen. Offenbar befindet sich im Ultramarin ein  
 12 Oxyulfid wahrscheinlich von dem  $\text{Al}^2$ ; gießt man f das Ultramarin Salzsre. so ent-  
 13 wickelt sich viel  $\text{H}^2\text{S}$ , die Aflösung enthält  $\text{NaCl}^2$  u  $\text{Al}^2\text{Cl}^6$  u der weiße Rückstand  
 14 ist  $\text{SiO}^3$ , u  $\text{Al}^2\text{O}^{[3]}$ ,  $\text{SiO}^3$ . Das Ultramarin erleidet keine Veränderung selbst wenn sie  
 15 100 Jahr alt werden. Es eignet sich zu allen (Wasser) u Oelfarben u Lackfarben, allein  
 16 sobald s[ie] in Gegenständen einer hohen Temperatur sgesetzt werden, so leidet die  
 17 Farbe. Eine Glühhitze verträgt sie gar nicht u in allen diesen Fällen kann sie das  
 18 Cobaltglas nicht ersetzen.

-162-

01 Elecktronegative Metalle aus Sauren Lösungen  
 02 als Sulfide t Schwefelwasserstoff fällbar, aus alkalischen  
 03 Lösungen nicht fällbar  
 04  
 05 Zinn = Sn = 73,529 at Gew.; es findet sich in der Natur nur als  
 06 Zinnoxöd in Masse nur der Zinnstein liefert uns dasselbe, dasselbe  
 07 wird in Böhmen u Sachsen f Sn benutzt, aber weil in diesem Mineral  
 08  $\text{As}^2$  u Eisenkies vorkommt, so ist das Sn weniger rein; in England ist der  
 09 Zinnstein reiner, aber auch das in China, Malacca<sup>853</sup>, Sumatra s den Zinn-  
 10 graupen<sup>854</sup> gewonnene Zinn ist ziemlich rein; auch Frankreich, Mexico u  
 11 Nordamerika liefert etwas Sn; das käufliche selbst das reinste engl. Sn  
 12 enthält immer wenig  $\text{As}^2$  aber noch kein %; jedoch findet sich nach  
 13 Winkler<sup>855</sup> noch 1 Sn worin mehr als 2%  $\text{As}^2$  sind u dieses läuft an  
 14 der Luft leicht an; so dann ist immer etwas P darin, zuweilen auch Pb  
 15 u Cu, selten Sb, Wi<sup>856</sup>. Die Gewinnung ist sehr einfach der Zinnstein wird  
 16 t Kohle geschmolzen.  
 17 Die Zinnfoile<sup>857</sup> darf nur s reinstem engl. oder ostindischem Zinn bereitet

<sup>850</sup>  $\text{Na}_6(\text{Al}_6\text{Si}_6\text{O}_{24}) \times \text{Na}_2\text{S}_2$ , wobei  $\text{Na}_2\text{S}_2$  der blaufärbende Bestandteil ist, vgl. M. SCHMIDT (1968), Bd 1, 274. Christian Gottlob Gmelin (1792–1860) hatte erst 1828 dieses Mineral synthetisiert und ein Jahr später wurde die gewerbliche Nutzung von der Meißener Porzellanmanufaktur übernommen.

<sup>851</sup> Alter Name für Ultramarin

<sup>852</sup> Das Wort ist chinesischen Ursprungs; „kao-ling“ (hoher Hügel) und war der Name eines Berges, der als eine der ältesten Fundstätten des Minerals angesehen wird. Davor war der Name Porzellanerde in Deutschland gebräuchlich. Im 19. Jh. fortschreitende Kenntnis der chemischen Zusammensetzung (wasserhaltiges Tonerdesilikat); es handelt sich um ein Aluminiumsilikat, vgl. H. LÜSCHEN (1968), 247.

<sup>853</sup> Es handelt sich hier um die Schwemmländer Hinterindiens, die schon einige Tausend Jahre v. Chr. den Chinesen bekannt waren; 1600 v. Chr. bestand dort schon eine blühende Bronze-Industrie, vgl. E. PILGRIM (1950), 44f.

<sup>854</sup> Zinnstein, Zinnoxid ( $\text{SnO}_2$ ); „Graupe“ ist wahrscheinlich slawischer Herkunft, bedeutet kleine Körner, vgl. H. LÜSCHEN (1968), 349.

<sup>855</sup> Curt Winkler (1794–1862) war ein Schüler von Jöns Jacob Berzelius (1779–1848) und Hüttenchemiker in Freiberg, Sachsen; Vater von Clemens Winkler (1838–1904), vgl. G. BUGGE (1929); Bd 2, 336.

<sup>856</sup> Heutiges Symbol ist Bi (Bismuth), der deutsche Name lautet Wismut.

18 werden; zu den verschiedenen chem. pharm. Zinnerden kann man das erstere  
19 oder auch ein gutes deutsches nehmen, in Form des Stan[n]iols, oder man  
20 gießt das geschmolzene Sn in (Wasser). Das Sn ist silberweiß u stark glänzend  
21 wenn es eine polirte Oberfläche hat, das aus seiner Lösung durch Zn  
22 reduzierte sieht grau aus; es ist leicht xstallisirt zu erhalten in  
23 4 seitigen Prismen ist härter als Pb, läßt sich aber schneiden u biegen  
24 wobei es ein eigenthümliches Geschrei macht; dies rührt vom Reiben  
25 der xstallinischen Theile der Masse her; es hat einen harkigen Bruch  
26 giebt sehr leicht dünne Bleche = Stan[n]iol. Draht liefert aber des Sn  
27 nicht; übrigens lassen sich daraus ziemlich dünne Röhren ziehen. Der Metall-  
28 glanz bleibt beim Sn an der Luft unverändert, wenn das Sn ganz rein ist.  
29 Wenn das Sn einige % Pb oder Namentlich As<sup>2</sup> enthält, so wird es viel leichter  
30 schmelzen; das spez. Gew. ist, 7,291 299; schmelzbar bei 228°C; im  
31 Verschlussenem verändert es sich beim Schmelzen gar nicht u [man] kann [es] erst  
32 im stärksten Weißglühfeuer verflüchtigen selbst vor dem Löthrohr verflüchtigt  
33 sich das Sn nur sehr wenig. An der Luft erhitzt oxydirt es sich bei mäßigem  
34 Rothglühen zu Zinnoxid. Das Sn giebt Oxyde, Oxyd-Oxydul. Das  
35 Oxyd nähert sich den metall. Säuren; das Oxydul ist eine ziemlich starke  
36 Salzbasis, das Sulfür ist daher auch nicht löslich in S alkalien; das  
37 Sulfid verhält sich als ein elektr. - S metall; das Sn löst sich in H<sup>2</sup>Cl<sup>2</sup>

-163-

01 langsam nur in der Hitze auf zu Zinnchlorür; t Salpetersre bildet sich  
02 Zinnoxid welches in Allen O Säuren sehr schwer löslich ist und am wenigsten  
03 löslich in N<sup>2</sup>O<sup>5</sup>. In Königs(wasser) löst sich das Sn aber leicht auf, weil es wie alle  
04 elect - Metalle t dem Cl<sup>2</sup> am leichtesten sich verbindet. Mit S ver-  
05 bindet sich das Sn direct nur sehr schwierig zu Sulfid, aber das Sulfür  
06 entsteht sehr leicht. Die Prüfung des Sn f seine Reinheit ist leicht; t  
07 verd. N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> erwärmt lösen sich auf: Cu, Fe, Pb. Auch As findet man in der Flüssigt  
08 aber man kann auch das Sn t Salzsre kochen, u das Gas durch Ag lösung oder Hg sublimat  
09 leiten. Arsen(wasser)stoff schlägt Hg u Ag nieder, ferner auch das Anzünden<sup>858</sup> zeigt As<sup>2</sup>  
10 an; ein kl. Gehalt von As<sup>2</sup> findet sich immer aber sie schadet der Anwendung  
11 des Sn nicht für die Gefäße.  
12 SnO = Oxydul<sup>859</sup>. Wenn man Zinnchlorür durch KO,CO<sup>2</sup> zersetzt u unter  
13 Abschluf der Luft swäscht u Trocknet, so erhält man dieses Oxyd des Zinnes,  
14 welches aber äußerst leicht in Zinnoxid übergeht aehnlich wie das FeO in  
15 Fe<sup>2</sup>O<sup>3</sup>. Das reine Oxydul ist ein schwarzgraues Pulver, der Ndschlg s dem  
16 Zinnchlorür durch Alkali u kohlenre Alk. ist Zinnoxidhydrat; dasselbe löst sich  
17 in den aetzenden Alkalien auf; es ist weniger leicht löslich als PbO. Das Oxydul  
18 aber noch mehr sein Hydrat nehmen mit großer Energie O s der Luft  
19 auf; wird es t conc. KO gekocht, so verwandelt es sich in Zinnoxid u  
20 metall. Zinn. Es hat keine große Verwandschaft zu den O sren u verbindet  
21 sich t CO<sup>2</sup> nicht; es wird s der sren Lösung als braundunkel Zinnsulfür  
22 niedergeschlagen; s seiner Aflösung in Alkalien wird es durch H<sup>2</sup>S  
23 ebenfalls niedergeschlagen, weil sich das Zinnsulfür in den Alkalien nicht  
24 [au]flößt; namentlich löst es sich nicht f in Schwefelammonium; so wie aber  
25 ein 2[es] at S zutritt, so daß sich Zinnsulfid bilden kann, wird es nicht  
26 mehr gefällt. Die SnO salze wirken sehr stark reduzierend u namentlich  
27 das Zinnchlorür; namentlich f Au, Hg, Cu auch Pt.<sup>860</sup>  
28 SnO<sup>2</sup> = Zinnoxid oder auch Zinnsre. es entsteht jederzeit beim Glühen

---

857 auch im Folgenden „Stanniol“ genannt

858 Beim Anzünden von Arsenhydrid (AsH<sub>3</sub>) scheidet sich an kalten Flächen Arsen ab, eine noch heute gebräuchliche Nachweisreaktion.

859 Zinn-(II)-oxid (SnO)

860 Gemeint ist, dass Gold, Quecksilber, Kupfer und Platin durch Zinn-(II)-chlorid (SnCl<sub>2</sub>) aus ihren Salzen metallisch gefällt werden.

29 des Zinnes an der Luft; die Zinnasche ist eben  $\text{SnO}^2$  welchem aber manchmal  
 30 noch etwas metall. Sn beigemengt ist; wird das Sn einem Weißglühfeuer  
 31 sgesetzt, so verflüchtigt sich das Metall in geringer [Menge] u das  $\text{SnO}^2$  bildet  
 32 die Zinnblumen; wenn das Sn t  $\text{N}^2\text{O}^5$  übergossen wird, so oxydirt  
 33 es sich immer zu diesem Oxyd; ebenso wenn man SnO der Luft s  
 34 setzt so entsteht es. Allein dies  $\text{SnO}^2$  ist unlöslich in  $\text{N}^2\text{O}^5$  u  
 35 schwerlöslich in Salzsäure. Wir können es als  $\text{aSnO}^2$  betrachten; Wenn  
 36 man aber das rauchen[de] Zinnchlorid [ $\text{SnCl}^4$ ] t,  $\text{NaO}, \text{CO}^2$  zersetzt, so erhält man  
 37 1  $\text{SO}^2 + \text{aq}$  welches sich in kalter  $\text{N}^2\text{O}^5$  flößt u man nennt es  $\text{bSnO}^2$ .  
 38 Der natürliche Zinnstein ist ganz unlöslich in Sren; glüheth man ihn aber  
 39 t  $\text{KO}, \text{CO}^2$  so löst er sich leicht in Salzsäure auf. Das natürliche

-164-

01  $\text{SnO}^2$  hat eine braune oder gelbliche Farbe u xstallisirt in quadratischen  
 02 Octaäedern. Das künstliche ist weiß, oder auch von einer schwachgelben Farbe;  
 03 es ist sehr streng flüssig u nicht verdampfbar, dem Glase zugesetzt  
 04 ertheilt es diesem 1 weiße Farbe; es läßt sich durch Kohle ziemlich leicht  
 05 reduzieren; t (Wasser) verbunden schlägt sich das Oxyd als weißes Hydrat nieder  
 06 s den  $\text{SnO}^2$  salzen; namentlich s dem Zinnchlorid durch ätzende u kohlen-säure  
 07 Alkalien; das  $\text{aSnO}^2$  lößt sich im überschüssigem KO viel weniger leicht f  
 08 als das s dem Libavischen Geist<sup>861</sup> niedergeschlagene. Das Oxyd ist eine sehr  
 09 schwache Salzbasis u verbindet sich t schwachen Säuren fast gar nicht, namentlich  
 10 nicht t  $\text{CO}^2$ . Es wird s allen seinen sren Lösungen durch  $\text{H}^2\text{S}$  mit gelber  
 11 Farbe niedergeschlagen; s den alkalischen Lösungen wird es aber nicht durch  
 12  $\text{H}^2\text{S}$  niedergeschlagen, weil sich Doppel S metalle bilden wie beim Sb. Allein  
 13 das S zinn ist weniger leicht in S ammonium löslich als z. B. Antimon. Das gelbe  
 14 S zinn erscheint manchmal in rein gelb, weil sich leicht ein wenig Sn sulfür bei  
 15 mischt; wenn nicht eben  $\text{PbS}$  oder  $\text{Cu[S]}$ , oder  $\text{FeS}$  diese Färbung bewirken.  
 16 Durch wenig  $\text{H}^2\text{S}$  wird bei starkem Sre überschuß nicht immer leicht Sn sulfid  
 17 erreicht. Es wird das  $\text{SnO}^2$  durch Kochen der Lösung seiner Salze in SnO ver-  
 18 wandelt gerade wie beim Fe. Durch met. Zn wird es sehr leicht in grauen  
 19 Flocken reduziert, wie das SnO; es wird das  $\text{SnO}^2$  auch merkwürdiger-  
 20 weise an vielen Farbstoffen der Pflanzen niedergeschlagen gerade wie  
 21  $\text{Al}^2\text{O}^3$ , u darauf beruht seine Anwendung in der Färberei; es wirkt  
 22 gar nicht reduzierend mehr f Hg, Au salze u s.w.; namentlich bringt  
 23 Au lösung in den  $\text{SnO}^2$  hervor besonders im Zinnchlorid, wenn das Chlorid  
 24 völlig frei war vom Chlorür. Es giebt nun ein Sesquioxid =  $\text{Sn}^{[2]}\text{O}^3$   
 25 =  $\text{SnO} + \text{SnO}^2$ ; wenn man Zinnchlorür t Eisenoxyhydrat digerirt, so  
 26 nimmt das Chlorür gerade so viel Chlor noch auf, indem sich 1 Th des Zinns  
 27 als Oxyd abscheidet; daß dieses Sn sesquichlorid übrig bleibt. Ebenso  
 28 wenn man Sn chlorür t ätzenden KO kocht, so entsteht unter Abscheidung  $\text{SnCl}$   
 29 v Sn eine Auflösung von Sesquioxid in Kali. Dieses Oxydoxydul  
 30 ist grau braun von Farbe;  $\text{H}^2\text{S}$  giebt in seinen Salzlösungen einen braunen  
 31 Niederschlag; es kann die Lösung des Oxyd in Sre ziemlich lange an der Luft  
 32 ohne sich [eben?] in Oxydsalz zu verwandeln; es zeichnet sich aber dadurch s daß  
 33 es t den  $\text{HgO}$  salzen nur ganz schwache Reaktionen giebt, u Gold-  
 34 chlorid giebt t diesem Oxyde den eigentlichen u wahren Goldpurpur<sup>862</sup>.  
 35  
 36 Schwefelzinn; wir unterscheiden 2erlei[:]; Zinnsulfür =  $\text{SnS}$  bildet  
 37 sich durch Zusammenschmelzen v Sn u S u als 1 Hydrat von schwarzbrauner Farbe  
 38 s dem Zinnchlorür durch  $\text{H}^2\text{S}$ ; dieses Hydrat oxydirt sich leicht an der Luft  
 39 u verwandelt sich in weißes basisches  $\text{SO}^3$  von  $\text{SnO}^2$ . Das durch Glühen

<sup>861</sup> Zinn-(IV)-chlorid ( $\text{SnCl}_4$ ) wurde benannt nach Andreas Libavius (1550–1616). Der Chemiker und Arzt, stellte als erster Zinn-(IV)-chlorid dar. Oft auch „Spiritus fumans Libavii“ genannt, vgl. S. ENGELS / R. STOLZ (1989), 255.

<sup>862</sup> Es handelt sich um einen alten chemischen Begriff, auch „Cassiuscher Goldpurpur“ genannt, kolloidale Adsorptionsverbindung von Goldsalz-Lösungen mit  $\text{SnCl}_2$ -Lösung, diente zum Färben von Goldflüssen, vgl. R. STOLZ, Glossar.

01 bereitet ist spröde, bleigrau, blättrig im Gefüge schmelzt schwerer als  
02 Zn, in farblosen S ammonium ist es unlöslich; aber weil sich das Sulfür leicht  
03 in Sulfid umwandelt, so ist es kaum möglich es ganz u gar unlöslich zu-  
04 finden; aber es ist immer als Sulfid fgelöst. Von conc. Salzsäure bei  
05 Erhitzung wird das Zinnsulfür als Zinnchlorid aufgelöst.  
06 Zinnsulfid =  $\text{SnS}^2$  es entsteht als Hydrat s dem Zinnchlorid  
07 durch  $\text{H}^2\text{S}$  u besitzt als solches eine blaßgelbe Farbe; es entsteht  
08 vorzüglich nur durch Hineinleiten v  $\text{H}^2\text{S}$  also durch einen Ueberschuß  
09 von  $\text{H}^2\text{S}$ ; bei geringer Menge erscheint der Niederschlag manchmal  
10 weiß u ist vielleicht ein Oxysulfid. Wenn [man]  $\text{SnO}^2$  t S glüht so be-  
11 kommt man auch  $\text{SnS}^2$ , oder wenn man metall. Sn t vielem S  
12 ganz schwach schmilzt; allein es entsteht auch dabei sehr leicht ein  
13 Oxysulfid, gerade wie das der Luft zugesetzte Sulfidhydrat. Das  
14 reine  $\text{SnS}^2$  wird s dem Sn chlorid f trockenem[?] Wege dargestellt; indem  
15 man 4 Th. Sn, 3 Th. S. u 2 Theile Salmiak miteinander in einem  
16 Glase im Sandbade erhitzt, bis Alles flüchtige fort ist; entweicht  
17 nichts flüchtiges mehr, so ho[ö]rt man mit Erhitzen auf, weil wenn man  
18 weiter erhitzt das zurückbleibende Sulfid S verliert u Sulfür wird.  
19 Also wird es unscheinbar grau u verliert seine xstallinisch schuppige  
20 Beschaffenheit; es wird gemahlen oder gerieben u kann durch ver-  
21 schiedene Manipulationen einen Glanz annehmen als Musivgold<sup>863</sup>.  
22 Dasselbe besteht in bald hellen, bald dunklen feinen Schuppen wegen  
23 6seitigen Tafeln zu sein scheinen. Das gefällte Hydrat trocknet zu  
24 einer amorphen Masse ein welche fortwährend nach  $\text{H}^2\text{S}$  riecht u ver-  
25 wandelt sich in ein Oxysulfid. Das Musivgold ist geschmack u ge-  
26 ruchlos; stark erhitzt verliert es S u es sublimirt sich nur wenig  
27  $\text{SnS}^2$  in feinen Schuppen. Von conc. Salzsäure wird es fgelöst zu  
28 Sn chlorür, auch kochendes KO löst dasselbe auf; sehr leicht KS u  $\text{H}^6\text{N}^2\text{S}^2$   
29 so in der Wärme. Vor dem Löthrohr riecht es nicht nach  $\text{As}^2$ , in Königs(wasser)  
30 giebt es reines Sn chlorid t  $\text{SO}^3$ ; es läßt sich dann f Cu oder Pb leicht  
31 prüfen. Man braucht nur  $\text{H}^2\text{S}$  u KO im Ueberschuß anzuwenden; alles  
32 Sn muß sich flösen als  $\text{SnS}^2$  kalium.  
33  
34 Zinnchlorür =  $\text{SnCl}^2$ . Diese gewöhnlichste Salz des Zinnes wird  
35 leicht bereitet durch Kochen v Sn mit 4 Th. mäßig starker Salzsäure; es  
36 wird die Salzsäure allmählig vollständig zersetzt unter Entwicklung v H gas  
37 das As was im Zinn ist geht als  $\text{As}^2\text{H}^2$  weg u weshalb man sehr vorsichtig  
38 bei großer Quantität sein muß. Cu, Pb, Wi[smuth] scheiden sich dabei als  
39 schwarze Flocken s u daher der schwärzliche Bodensatz in den Lösungen.

**Formel 113**

01 Das Eisen löst sich jedoch mit auf; wenn die Auflösung abgedampft wird, so xstallisirt  
02 das Salz in großen prismatischen Xstallen s, verwandelt sich aber in Berührung t Luft  
03 sehr bald; ist das Salz ganz neutral, so entsteht  $\text{SnCl}^4$  u  $\text{SnO}^2$  also ein Oxý-  
04 chlorid; ist aber das Salz wie gew. etwas sauer, so bekommt man  $\text{SnCl}^2$  mit  
05  $\text{SnCl}^4$  u in diesem Zustande befindet sich das käufliche Salz meistens.  
06 Wir gebrauchen das Salz nur in Auflösung als Reagenz<sup>864</sup>; man muß die  
07 Digestion unterbrechen, wenn man keine starke Gasentwicklung mehr be-  
08 merkt u die Flüssigkeit nun gleich in ein Glas filtriren oder sie erst klar werden

<sup>863</sup> durchscheinende Blättchen aus Zinnsulfid

<sup>864</sup> Durch seine reduzierende Wirkung wird Zinn-(II)-chlorid bei den verschiedensten Nachweisreaktionen als Reagenz verwendet.

09 lassen; manchmal wird sie trübe durch langes Kochen t dem nothwendigen  
 10 Ueberschuß v Sn; man fügt dann nur etwas Salzsäure zu; bei langem Stehen wird  
 11 das Reagenz auch trübe von basischem  $\text{SnCl}_4$ ; man fügt dann ebenfalls Salzsäure zu  
 12 u kocht mit etwas metall. Zinn; [so] wird das Chlorid völlig wieder in Chlorür  
 13 verwandelt. Ein kl. Säureüberschuß ist im Reagenz gewöhnlich u manchmal  
 14 selbst erforderlich; es bildet eine völlig ungefärbte u klare Flüssigkeit, die  
 15 meistens sauer ist; sehr wenig Alkali bringt einen wieder verschwindenden Niederschlag  
 16 hervor; ist die Flüssigkeit möglichst gesättigt, so trübt sie sich bei Zutritt der  
 17 Luft, weil Sn chlorid u Oxychlorid entsteht. Bleibt die Flüssigkeit klar, so  
 18 zeigt dies den Säureüberschuß an u [man] kann nicht sicher sein ob das Chlorür völlig  
 19 in Chlorid verwandelt ist, weil beide Lösungen farblos sind; man muß also  
 20 t  $\text{H}_2\text{S}$  oder  $\text{HgCl}_2$  probiren. Diese Lösung absorbiert mit großer Energie  
 21  $\text{Cl}_2$  u verwandelt sich in Chlorid. Die letzte Spur von Chlorür verschwindet nun [r]/wie  
 22 bei den Fe salzen nur langsam, beim Kochen t  $\text{N}_2\text{O}_5$  erhitzt sich das Chlorür sehr  
 23 stark u geht in Chlorid über; das Chlorür wirkt t außerordentlicher Stärke reduzierend  
 24 auf Hg, Au u Cu salze namentlich das Au wird t einer braunen oder  
 25 purpurrothen Farbe gefällt als nicht gerade reduziert; am scheinbarsten  
 26 verhalten sich aber die Hg salze; die Oxydulsalze werden sofort zu Metall  
 27 reduziert; die Oxydsalze des Hg, liefert erst  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  u zuletzt met. Hg.  
 28 Das  $\text{SnCl}_2$  giebt mit den meisten Pigmenten Verbindungen die man eben in  
 29 der Färberei benutzt, sie haben t demselben Farbstoff eine etwas andere Farbe  
 30 als t dem Chlorid. Das  
 31  $\text{SnCl}_4$  = Zinnchlorid läßt sich theils ganz (wasser)frei theils in Auflösung dar-  
 32 stellen, aber es bietet in letzterer Gestalt einen doppelten Unterschied als  
 33 nemlich daß es s dem unlöslichen  $\text{a}, \text{SnO}_2$  entstanden ist. Wenn man 12 Th  
 34  $\text{HgCl}_2$  u 3 Zinnteile s einer kl. gläsern Retorte destillirt, so entsteht Hg reduziert  
 35 u  $\text{SnCl}_2$  destillirt über als eine (wasser)klare leicht brenzliche Flüssigkeit, man muß  
 36 sie sogleich in ein verschleißbares Glas leiten. Diese Flüssigkeit ist die Zinnbutter<sup>865</sup>, oder  
 37 das libanische Flüssigkeit. Bei  $-29^\circ\text{C}$  wird diese Flüssigkeit noch nicht fest<sup>866</sup> an  
 38 der Luft raucht sie indem sie sehr stark (Wasser) anzieht u condensirt; fügt man 1 wenig  
 39 (Wasser) hinzu so entsteht 1 xstallinische Masse, wird Alkali zugefügt so schlägt Zinnoxydhydrat  
 40 [nieder] aber dieses löst sich in verd.  $\text{N}_2\text{O}_5$  leicht wieder auf. Wenn man Sn in Königs(wasser) flößt  
 41 so wird auch  $\text{SnCl}_2$  gebildet aber es behält leicht einen Rückhalt vom  $\text{N}_2\text{O}_5$ .

-167-

01 Sehr leicht wird 1 Lösung erhalten, wenn man in  $\text{SnCl}_2$  in möglichst gesättigtem  
 02 Zustande so lange  $\text{Cl}$  gas leitet als es noch absorbiert wird. Wenn man ganz  
 03 schwach die Flüssigkeit erwärmt entweicht das  $\text{Cl}_2$  u in diesem Zustand kann man  
 04 das  $\text{SnCl}_4$  am besten benutzen. Die reine  $\text{SnCl}_4$  ist immer sauer u verhält sich  
 05 gegen die Reagentien so wie in St. Tabellen<sup>867</sup> angegeben. Wenn  $\text{N}_2\text{O}_5$  in der  
 06 Flüssigkeit ist, so verhält es sich auch immer ein wenig anders. Berzel. hat eine Zeit  
 07 lang unterschieden das normale u [un]normale  $\text{SnO}_2$ , u so viel ist sicher, daß es [sich] dem Titan  
 08 oxyd u andern metall. Säuren ganz ähnlich verhält.  
 09 Das Zinn bildet sehr viele nutzbare Legierungen 2 Th Pb u 1 Th Sn oder SnPb;  
 10 in anderen Verhältnissen bilden [sich] das Schnelloth der Klempner, welches von Sren  
 11 leicht angegriffen wird; man fügt auch manchmal noch Bi hinein; wird dem  
 12 Sn 5% Cu zugefügt, so erhält man das klingende elziresche Metall<sup>868</sup>. Sn u Sb  
 13 werden häufig zu Löffeln verwendet Sn u Fe bilden innertes weißes Eisenblech  
 14 eine vollkommene Legierungen; die Verbindung beider wird aber nicht sehr leicht  
 15 bewerkstelligt[,] sondern es gehören besondere Vorrichtungen dazu; s diesen  
 16 Legierungen scheidet sich das Sn immer als Oxyd bei Behandlung t  $\text{N}_2\text{O}_5$  ab, aber

<sup>865</sup> Es handelt sich um einen weiteren Namen für Zinn-(IV)-chlorid ( $\text{SnCl}_4$ ).

<sup>866</sup> Erstarrungspunkt (heutiger Wert =  $-33,3^\circ\text{C}$ )

<sup>867</sup> Standardtabellen für analytische Untersuchungen; u. a. gab Wackenroder selbst solche Tabellen heraus.

<sup>868</sup> Hier handelt es sich um einen unbekannten Namen für eine Blei/Zinn-Mischung, vielleicht auch „algiersche Metall“.

17 auch das Antimon.

18 Quecksilber = Hg = 1at = 1aeg = 126,582; es findet sich theils

19 in gediegenem Zustand meist aber als S quecksilber; s welchem es auch ge-

Zeichnung 27

20 wöhnlich dargestellt werden muß; angehäuft in großen Mengen findet sich der

21 Zinnober<sup>869</sup> nur an einigen Stellen der Erde, in Idria<sup>870</sup>, Almaden<sup>871</sup> u in Mexiko;

22 außerdem auch muß in China Hg erz vorkommen; die mexikanischen Berg-

23 werke liefern jetzt kein Hg nach Europa<sup>872</sup>; übrigens finden sich auch kl. Mengen

24 von Hg erz im Zweibrückchen<sup>873</sup>. In Ungarn desgleichen; in ganz kl. Mengen findet

25 es sich auch am Harze u es dürfte auch sich sonst noch verbreiteter zeigen. Wenn [man] das

26 Hg regulinisch<sup>874</sup> findet, so braucht es bloß geschöpft zu werden; gewöhnlich aber muß

27 der Zinnober zersetzt werden durch Glühen von solchen Substanzen die den S

28 aufnehmen; es geschieht t Zusatz von CaO in einem verschlossenen Ofen; das

29 abdestillirende Hg wird abgekühlt entweder wie in Idria durch aneinander

30 gereihter oder ineinander gesteckter irdenen Töpfen; oder man läßt wie zu

31 Almaden die Hg dämpfe in lange Zimmer eintreten welche zellenförmige

32 Spunde haben; die Dämpfe verdichten sich zu reinem Hg u dieses ist immer ganz

33 rein; allein das käufliche wird doch sehr oft unrein befunden weil man es ge-

34 braucht zu technischen Zwecken; zur Spiegelbelegung u so wird es t Pb, Sn, Cu

Zeichnung 28

35 selten t Bi verunreinigt; aber nicht alles käufliche Hg ist unrein. Wenn

36 man chem. reines Hg haben will; so ist eine bloße Destillation nicht immer hin=

37 reichend. Man bringt 4-6 [?] <sup>875</sup> in eine Retorde die man ganz in Sand setzt u

38 über welche man noch eine Blechst[sch]ürze stellen kann; wenn der Retordenhals nicht recht

39 lang ist, so kann man dickes Papier herumwickeln; legt eine Vorlage an, in welche

40 man H<sup>2</sup>O giebt zum Abkühlen, der Hals der Retorde muß ganz wenig ins (Wasser) reichen

-168-

01 u so braucht man die Vorlage nicht anzutubiren<sup>876</sup>; destillirt nur 5/6 Hg ab, man

02 kann in die Retorde auch Eisendrahtspäne werfen; oder 1/10 Zinnober hinzusetzen.

03 Allein der Hauptnachtheil wird dadurch nicht g[b]ehoben; nämlich die Dämpfe des Hg

04 können ganz kl. Mengen v Pb u Sn t fort nehmen, gerade wie der (Wasser)dampf Salz t

05 fortreißt. Will man ganz reines Hg haben, so muß man ganz reinen

06 Zinnober t Fe u CaO die 1/2 neg. u in Glasretorde zu reduzieren; oder man

07 nimmt ganz reines HgS u das hierbei überdestillirende Hg ist von allen fremden

08 Metall. ganz rein. Andere aber weniger reines met[?] Hg liefernde Methoden

09 sind: man soll HgCl<sup>2</sup> t met. Fe kochen; soll gew. Hg t concent. engl.SO<sup>3</sup>

10 in der Kälte schütteln u dann das Hg absetzen u filtriren was am leichtesten

11 geschieht durch eine Papierdüte welche unten 1 feine Oeffnung hat. Wenn das

12 Hg t verdünnter N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> oder Eisenchlorür oder Aetzsublimat<sup>877</sup> 1 Zeit lang digerirt

13 wird, so werden die fremden Metalle auch fgelöst u das Hg bleibt rein im Ganzen

14 genommen zurück.

15 Es ist ein Sn weißes Metall von starkem Metallglanz; es verliert diesen an der Luft geschüttelt

16 Glanz durchaus nicht, wenn es vollkommen frei ist von fremden Metallen; denn sonst

17 wird es t einer schwärzlichen Haut bedeckt die s Metalloxýden t Hg besteht;

18 übrigens wenn H<sup>2</sup>S oder Cl<sup>2</sup> Zutritt so wird es angegriffen; es gefriert bei 39,5qC [unter Null]

19 u xstallisirt in langen Nadeln u läßt sich hämmern wie Pb; bei 355qC (nach

<sup>869</sup> Quecksilber-(II)-sulfid (HgS); ursprünglich kommt der Name aus dem Persischen, kurz nach 1200 im Mittelhochdeutschen als „Zinober“ benannt, vgl. H. LÜSCHEN (1968), 348.

<sup>870</sup> zweitälteste Quecksilbergrube Europas in Krain (Kernstück von Slowenien)

<sup>871</sup> älteste bekannte Quecksilbergrube, seit 3. – 4. Jh. v. Chr. in Betrieb

<sup>872</sup> Zur Zeit der Mitschrift war Krieg in Mexiko.

<sup>873</sup> Zweibrücken; PIERER (1845), Bd 26, 832 weist unter Quecksilber auf den Abbau hin: „findet sich sparsam im Zweibrückischen (Moschellandsberg), Mörsfeld“

<sup>874</sup> regulinisch (lat.) = aus reinem Metall bestehend

<sup>875</sup> Gewichteinheit, wahrscheinlich „deutsche Pfunde“

<sup>876</sup> gemeint: festzumachen, fest anschließen an einen Tubus

<sup>877</sup> Quecksilber-(I)-chlorid (Hg<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>)

20 ander. 360°C kommt das Hg in vollkommenes Kochen u giebt völlig farblose  
 21 Dämpfe; aber auch bei gewöhnlicher Temperatur verflüchtigt es sich allmähig in kl. Menge  
 22 namentlich wenn es der Luft eine große Oberfläche darbietet. Mit festen  $\text{[pulve]rigen}$   
 23 Körpern, auch t Flüssigkt, besonders Zähnen geschüttelt oder gerieben ver-  
 24 theilt sich das Hg bis zu einem außerordentlichen Grade, verliert seinen Metallglanz  
 25 vollkommen, giebt ein schwarzes Pulver, gerade so wie es s seinen Lösungen durch  
 26  $\text{SnCl}^2$  niedergeschlagen wird; aber dieses Aethiops per se<sup>878</sup> enthält nicht im mindesten  
 27 O[,] sondern es ist völlig reines metall. Hg, dessen Theile durch dazwischenliegende  
 28 fremde Körper getrennt [sind]; spec. Gew. t Fahren[hei]t = 13,575. nach Biddle = 13,613.<sup>879</sup>  
 29 Das Hg wird von denjenigen Sren nur fgelöst u angegriffen welche O an dasselbe abgeben, sonst  
 30 nicht; es zerlegt das (Wasser) nicht; am leichtesten von  $\text{N}^2\text{O}^5$  fgelöst; es entsteht immer  
 31  $\text{Hg}^2\text{O}$  wenn überschüssiges Hg da ist, sonst  $\text{HgO}$ . Mit  $\text{Cl}^2$   $\text{Jd}^2$ , S verbindet  
 32 sich das Hg sehr leicht.  $\text{Cl}^2$  u  $\text{Jd}^2$  geben entweder niedrige Verbindungen die  
 33 dem Oxydul entsprechen wen[n] ein Ueberschuß v Hg da ist; aber  $\text{HgCl[or]ür}$  scheint  
 34 nur f naß[ss]em Wege zu entstehen; es verbindet sich das Hg leicht t den übrigen  
 35 leicht schmelzbaren Metallen, diese Verbindungen heißen Amalgame u  
 36 von dieser Art ist die Spiegelbelegung im Zinnamalgam; sie xstallisiren  
 37 häufig zb. Arbor Dianc.[?] Agel[--?]-<sup>880</sup>. Bley u Zinn lösen sich im Hg sehr  
 38 leicht auf; werden die Amalgame geglüht, so geht das Hg fort, u die nicht flüssigen  
 39 Metalle bleiben zurück.  $\text{Sn}^2$ ,  $\text{Hg}^3$ . 16 Creide giebt das Pulvis allii ficans<sup>881</sup>.  
 40 Cu damit gerieben, entsteht eine Legierung; Cu,Hg,Sn diese Amalgame  
 41 haben die Eigenschaft sich an der Luft zu verändern, nur Ag u Au amalg. nicht.  
 42 Die anderen Metalle oxydiren sich leicht u s diesem Grunde die Flecken f den Spiegeln

-169-

01 wenn Luft zwischen das Glas u das Amalgam tritt.  
 02 Das Hg in feinsten Zertheilung bildet mehrere Präparate; so das Hg mit  
 03 Zucker, mit Austernschalen, mit Graphit, durch langes Reiben werden sie  
 04 hervor gebracht; Oxydul ist gar nicht darin. Das wichtigste Präparat ist  
 05 Die Quecksilbersalbe<sup>882</sup>; das Hg muß t Fett am besten t Talg so lange ge-  
 06 rieben werden bis es völlig getödtet<sup>883</sup> [ist], bis man durch eine gute Loupe<sup>884</sup> kein  
 07 Hg kügelchen mehr wahrnimmt. Das Reiben muß geschehen t einem Talge  
 08 von gewisser Zähigkt, also nicht im Sommer u nicht im Winter; das Reiben muß  
 09 f einer guten Fläche geschehen; sehr gut ist ein Preparirstein<sup>885</sup>; wenn t Ter=  
 10 pentinzusatzes das Hg gerieben werden soll, so geht es leichter an, u diese  
 11 Masse läßt sich gut mit Pech zum Pflaster zusammen schmelzen; aber leicht  
 12 laufen die Hg kügelchen zusammen; aber auch wenn es sehr alt wird, finden sich große  
 13 Hg kügelchen d[a]rin. Wenn man die Tödtung des Hg sich erleichtern will, so kann man  
 14 ein wenig Aether, oder rectificirtes<sup>886</sup> Terpentinol, oder auch ein wenig alte Salbe  
 15 dazunehmen; aber Alle Zusätze von ranzigem Fett, oder geschwefeltem Leinoel  
 16 S, oder Kienruß verändern das Hg oder das Fett. Eine gute Salbe muß

<sup>878</sup> „Aethiops mineralis“ auch „Mineralisches Mohr“ ist Quecksilber-(II)-sulfid ( $\text{HgS}$ ) mit freiem Schwefel und Quecksilber in wechselnden Mengen, vgl. W. SCHNEIDER (1972), 148, hier einfach als „Mohr“, also schwarze Substanz bezeichnet.

<sup>879</sup> Michael Fahrenheit (1686–1736) und Biddle (Vorname und Lebensdaten unbekannt) werden bei L. GMELIN (1844), Bd 2, 473 mit den gleichen Werten genannt.

<sup>880</sup> unklar, eventuell „arbor“ (lat.) = Baum

<sup>881</sup> „Lügenpulver“ ist ein Quecksilber-Präparat, hier wohl zum Behandeln von Kupfergefäßen verwendet, damit sie wie Silber wirken.

<sup>882</sup> Häufig verwendetes Präparat bei Entzündungen der Haut.

<sup>883</sup> Alter pharmazeutischer Fachausdruck, gemeint ist: so zerrieben, dass Hg seine Eigenschaft des metallischen Glanzes verliert.

<sup>884</sup> heutige Schreibweise „Lupe“

<sup>885</sup> Auch als „Probierstein“ beschrieben, es handelt sich hier um harten, durch Einlagerung von Kohle tiefschwarzen Kie-selschiefer, vgl. H. LÜSCHEN (1968), 297.

<sup>886</sup> rektifizieren bedeutet: eine Flüssigkeit durch wiederholte Destillation trennen, bzw. reinigen



- 17 eine dunkelgraue Farbe haben, keine schwarze oder gelblich grünlich, vom  
18 Zusatz u Alter; im letzten Falle riecht sie auch ranzig; wenn man sie lang-  
19 sam erwärmt, so scheiden sich sehr feine Hg kügelchen ab, welche t Aether gewaschen  
20 glänzend werden; wird das Hg t  $\text{H}_2\text{O}$  gekocht, so löst sich nichts auf.  
21 Die Terpentin haltige enthält das Hg meistens nicht so vollkommen getötet  
22 als die andere, welche f Papier gestrichen keine Hg kügelchen erkennen lassen darf.  
23 Das Pflaster muß ebenfalls eine dunkelgraue Farbe besitzen, beim.  
24 Bruch dürfen sich gar keine Hg kügelchen zeigen.  
25 Die starke Hg salbe; diese enthält ein Zusatz v Aetzsublimat, aber sie ent-  
26 hält nichts anderes als Calomel<sup>887</sup> u nur vielleicht bleiben ganz kleine Mengen  
27 von Hg sublimat drin, in der alten Salbe gar nicht.  
28  
29 Quecksilberoxydul =  $\text{Hg}_2\text{O}$ . Wenn man recht fein präpariertes  
30 Calomel t einer hinlänglichen Menge v KO, übergießt u erwärmt aber  
31 wenig, so entsteht  $\text{Hg}_2\text{O}$  u  $\text{KCl}$  man wäscht t warm[en] (Wasser) s u trocknet im  
32 Dunkeln; hierbei nun wird sehr leicht eine kl. Menge des Chlorürs unzer-  
33 setzt gelassen oder wenn man lange in der Wärme digerirt so zerlegt sich  
34  $\text{Hg}_2\text{O}$  in  $\text{HgO}$ , das durch Fällen bereitete eignet sich am besten dazu.  
35 Nach der preuß. Ph.[armacopoe] soll man  $\text{Hg}_2\text{O}, \text{N}_2\text{O}_5$  t kaustischem KO im Ueberschuß versetzen  
36 u den Ndschlag t wenig warmen (Wasser) abwaschen. Diese Vorschrift ist offenbar  
37 besser, wenn das  $\text{Hg}_2\text{O}, \text{N}_2\text{O}_5$  vollkommen rein von Oxyd ist.  
38 Es ist ein geruchs u geschmackloses schwarzes Pulver, welches nur sehr

-170-

- 01 wenig scharfe Wirkung äußert; durch Licht, selbst helles Tageslicht[t] oder  
02 einer Wärme v  $100^\circ$  zerfällt es in gleiche at Hg u [Hg]Oxyd; ebenso  
03 wird es leicht durch organ. Stoffe,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$  reduzirt; in (Wasser) ist es  
04 völlig unlöslich, es muß gut sgewaschen sein; in kalter verdünnter  
05  $\text{N}_2\text{O}_5$  löst es sich leicht u vollständig auf; metall. Hg würde zurück  
06 bleiben u dann würde auch die Lösg Oxyd enthalten. Das Oxydul ist eine  
07 ziemlich starke Salzbase, bewirkt aber keine völlige Sättigung der Säuren.  
08 Die Salze haben eine große Neigung basische Salze zu  
09 bilden; sie geben t den a[ä]tzenden u kohlenr Alkalien schwarze Ndrschläge  
10 von Oxydul; die kohlenr aber schlagen basisches kohlenr  $\text{Hg}_2\text{O}$  nieder;  
11 die Säuren bringen häufig schwerlösliche Verbindungen hervor,  $\text{Jd}^2$  u  $\text{Cl}^2$   
12 metalle oder H verb[un]d[ing]en geben unlösliches Hg jodür oder Chlorür u es bleibt  
13 nicht 1 Spur von Hg in den Lösungen zurück; aber es fallen häufig  
14 zugleich t nieder[,], basische Salze zb  $\text{N}_2\text{O}_5, \text{Hg}_2\text{O}$ .  $\text{H}_2\text{S}$  giebt einen schwarzen  
15 Ndschlg v  $\text{Hg}_2\text{S}^2$  sulfür, oder wenn man [e]s [auch] nicht annehmen sollte ein Ge-  
16 menge v Sulfid t S.  $\text{SnCl}_2$  schlägt auch die kleinste Menge als Hg nieder.  
17 Quecksilber Oxyd =  $\text{HgO}^{888}$ ; es entsteht durch anhaltendes mäßiges  
18 Kochen des Quecksilbers, oder durch Zersetzung des salpetersren Salzes in  
19 der Hitze bei der genau erforderlichen Temperatur, oder es wird s dem Salpeter  
20 ren Salze durch KO im Zustande von Hydrat gefällt; man verschafft sich das  
21 Oxyd sehr leicht wenn man Hg in  $\text{N}_2\text{O}_5$  flößt, so viel sich flösen will in  
22 der Wärme; dampft langsam zur Trockenheit ein u das noch etwas feuchte  
23 Salz vermischt man t einer ebenso großen Menge Hg, als man anwendet.  
24 Das Gemenge wird nun in einer irdenen Büchse oder Tiegel t einem  
25 Deckel versehen in einer Sandkapelle mäßig erhitzt, rührt von Zeit zu  
26 Zeit ein wenig um t einem Porzellanspatel u verstärkt gegen das Ende  
27 das Feuer ein wenig aber bei weitem nicht zum Glühen; wenn ein ange-  
28 feuchtetes Lackmuspapier über das Oxyd gehalten nicht mehr roth wird, u als[?]

<sup>887</sup> Quecksilber-(I)-chlorid ( $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ )

<sup>888</sup> Es folgen die wichtigsten Darstellungsmöglichkeiten des  $\text{HgO}$ , das schon den Alchemisten unter dem Namen „rotes Präzipitat“ bekannt war.

29 dann schlagen sich auch feine Hg tr[opfen][kugeln?] an dem Deckel, so läßt man das Pulver erkalten,  
 30 übergießt es t (Wasser) u gießt so viel NaO,CO<sup>2</sup> zu[,] bis die Flüssigkt alkalisch  
 31 ist; das gut sgewaschene Oxyd muß gut getrocknet werden; in der Flüssigkt  
 32 bildet sich nun N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> oder N<sup>2</sup>O<sup>3</sup>. Die xstallinische Beschaffenheit des käuflichen  
 33 ist ohne Bedeutung; man erlangt sie wenn das xstallisirte HgO,N<sup>2</sup>O<sup>5</sup>  
 34 für sich erhitzt wird; die Xstallstücke behalten ihre Form, daher das schuppige.  
 35 Man hat nun die Fällung des Oxydes durch KO vorgeschlagen; aber das HgON[<sup>2</sup>]O<sup>5</sup>  
 36 darf kein Oxydul enthalten, u dann bleibt im gefällten Oxyd gewöhnlich

-171-

01 etwas N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> zurück u ist (wasser)haltig.  
 02 Das Oxyd besitzt eine hochrothe Farbe, das käufliche ist xstallinisch, das geriebene  
 03 ist glanzlos von erdigem Aussehen. Das gefällte besitzt eine blaßorangen[-]  
 04 gelbe Farbe; fast zitronengelb; das Oxyd verflüchtigt sich in einer Glasröhre  
 05 vollkommen; eine ganz geringe Spur v erdigen Theilen erhält man immer.  
 06 Ein eingestecktes Lackmuspapier darf sich nicht röthen; in der Hitze ist das  
 07 Oxyd dunkler gefärbt, wird aber wieder roth beim Erkalten. Wenn  
 08 man den nicht verflüchtigten Rückstand untersucht, so sind PbO, CuO, SnO  
 09 leicht zu erkennen. (Wasser) u Alkalien dürfen s dem Oxyd gar keine Sre  
 10 sziehen; in verdünnter Salzsre lößt es sich völlig u leicht auf, aber ge-  
 11 wöhnlich bleibt eine geringe Trübung von entstandenem HgCl<sup>2</sup> weil im  
 12 Oxyde ein minimales Oxydul unvermeidlich ist. Das Oxyd wird,  
 13 t (Wasser) angerieben mehr hellgelb, weil es etwas (Wasser) aufnimmt, gerade  
 14 wie das durch Fällung bereitete, vom Licht wird es leicht geschwärzt u reduziert.  
 15 Es wird sehr leicht reduziert von allen Körpern die den O leicht fnehmen P<sup>2</sup>O<sup>3</sup>,  
 16 SO<sup>2</sup>, For.<sup>889</sup> u auch auch Zuckerlösung; es ist keine sehr starke Salzbasis, welche  
 17 theils sre, theils basische, theils neutrale Salze liefert, von den die basischen denn oft sehr un=  
 18 löslich sind in (Wasser), die neutralen aber löslich; die basischen Salze pflegen auch  
 19 gefärbt zu sein, die neutralen meist farblos; durch KO oder alkal. Erden wird  
 20 das Oxyd als gelbes Hydrat gefällt; die kohlenrs fixen Alkal. [oder] alkal Erden  
 21 schlagen das Oxyd als basisches kohlenrs HgO nieder; von einer braunrothen  
 22 Farbe, diese Ndrschläge sind häufig auch basische Doppelverbind. H<sup>8</sup>N<sup>2</sup>  
 23 u H<sup>8</sup>N<sup>2</sup>,CO<sup>2</sup> geben weiße Ndrschläge eigenthümlicher Art; es sind das  
 24 Verbindungen am basischen HgO, t Hg amid. H<sup>2</sup>S giebt damit auch  
 25 zusammengesetzte Verbindungen, nemlich es entsteht bei wenig H<sup>2</sup>S  
 26 eine Verbindung von HgS mit einem basischen Salze; der Ndrschlg  
 27 ist weiß, bräunlich oder gar roth u von dieser Art ist auch der Ndschlg  
 28 welcher unterschwefligsre Salze t HgO geben; durch ein Ueberschuß  
 29 von H<sup>2</sup>S wird aber das HgO vollkommen in HgS verwandelt. H<sup>8</sup>N<sup>2</sup>O,S  
 30 bringt sogleich 1 schwarzen Ndschlg hervor; in überschüssigem H<sup>8</sup>N<sup>2</sup>,O,S<sup>890</sup>  
 31 ist das HgS völlig unlöslich, in KS aber sehr leicht u farblos auflöslich;  
 32 u f Zusatz von einem Ammoniaksalz schlägt sich HgS wieder nieder.  
 33 Chlor u Br<sup>2</sup> verbindungen geben gar keinen Ndrschlg, dagegen aber  
 34 Jodid[e]; je nach der Menge von zugefügtem Jodid, ist der Ndschlg ent-  
 35 weder ein Gemisch von basischem Hg salz mit Hg jodid, oder er ist nur  
 36 reines Jodquecksilber; also [giebt] es hier ein ähnliches Verhalten wie beim HgS.  
 37 Das Jd quecksilber lößt sich aber im überschüssigen KJd<sup>2</sup> f; es wird das HgO  
 38 durch SnCl<sup>2</sup> so gleich in Calomel verwandelt u durch einen großen Zusatz  
 39 ganz reduziert. HgO salze t Chloriden vermischt geben immer Hg1Cl<sup>2</sup>

-172-

01 das sehr leicht löslich ist; das HgO bildet völlig neutrale Lösungen s[t ?].

<sup>889</sup> Gemeint ist hier entweder Formaldehyd oder Formiat (Ameisensäure). Beide zeigen die beschriebene Reaktion.

<sup>890</sup> Gemeint ist Ammoniumsulfid [(NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S], das O ist zuviel und entspricht der Vorstellung, dass ein Molekül Wasser bei der Salzbildung zugegen sein muss.

02

03 Salpetersaures Quecksilberoxydul<sup>891</sup> das einfachs[au]re ist  $\text{Hg}^2\text{O}, \text{N}^2\text{O}^5 + 2\text{aq}$   
04 Das Salz wird durch (Wasser) zerlegt u bildet 2/3 srs Salz =  $3\text{Hg}^2\text{O} + \text{N}^2\text{O}^5$ ; man be-  
05 reitet es sehr leicht indem man  $\text{HgO}$  t mäßig starker  $\text{N}^2\text{O}^5$  an einen kühlen  
06 Ort stellt, es muß die Einwirkung der  $\text{N}^2\text{O}^5$  lan[g]sam sein u ein Ueberschuß  
07 v  $\text{Hg}$  vorhanden; es entsteht alsdann dieß Oxydulsalz welches leicht xsxstallisirt  
08 in langen schönen Prismen, oder auch in feinen Nadeln; übrigens bei  
09 langem Stehen xstallisirt s der Flüssigkt ein Salz welches das 2/3 saure Salz ist,  
10 es ist härter als das erste. Wenn man  $\text{HgO}$  in warmer  $\text{N}^2\text{O}^5$  [au]flößt so ent=  
11 steht jederzeit ein gemischtes Salz, Oxydul u Oxyd; erhitzt man aber beim  
12 Ueberschuß von  $\text{Hg}$  so wird das Oxyd wieder in Oxydul verwandelt; er=  
13 hitzt man noch länger, so erhält man  $\text{N}^2\text{O}^3$  srs  $\text{Hg}^2\text{O}$  u die Flüssigkt wird gelb.  
14 Das offiz. Präparat ist eine Lösung des neutralen Salzes in (Wasser), unter demjenigen  
15 Zusatz v  $\text{N}^2\text{O}^5$ , welche das Zerfallen des Salzes in ein basisches u s[au]res Salz ver-  
16 hindert. Das Salz xstallisirt in rhombischen Prismen das 2/3 s[aure] auch in Abänderung  
17 des Octaäders; wenn das neutral. Salz in (Wasser) behandelt wird so bildet sich ein weißes durch  
18 Kochen ein gelbes Pulver, beÿde sind basische Salze des [Oxydes]. Das neutrale Salz lößt sich in  
19  $\text{N}^2\text{O}^5$  halt[ige]m Aq klar auf, u unsere Lösung ist eine solche. Die offizin. Lösung  
20 muß das gehörige spec. Gewicht haben; sie muß t KO Lösung 1 rein schwarzen  
21 Ndschlag geben.  $\text{NaO}, \text{CO}^2$  giebt einen ebenfalls schwarzen Ndschlg der aber an=  
22 fänglich als[aber] gelblich weißem [sein kann]; wird die Flüssigkt sehr stark verdünnt u t  $\text{NaCl}^2$   
23 versetzt, die Flüssigkt abfiltrirt, so bleibt in der Flüssigkt keine Spur v  $\text{Hg}$   
24 wenn alles  $\text{Hg}$  als Oxydul vorhanden war; eine kleine Schwärzung der abfiltrirten  
25 Flüssigkt durch  $\text{SnCl}^2$  bemerkt man aber fast immer da es sehr schwierig ist das Oxydul  
26 salz ganz streng im Zustande des Oxydulsalzes zu halten.  
27 Salpetersaures Quecksilberoxyd =  $\text{HgO} + \text{N}^2\text{O}^5$ . Nach der Ansicht  
28 einiger so Mitscherlich ist das xstallische  $2\text{HgO} + \text{N}^2\text{O}^5$  u ebenso ist zb nach Liebig die  
29 syrupdicke Lösung ein s[au]res Salz; allein es existirt auch das neutrale Salz in Xstallen  
30 u die syrupdicke Flüssigkt ist blos das neutrale Salz t einer bestimmten Menge (Wasser).  
31 Wenn man  $\text{Hg}$  in erhitztem  $\text{N}^2\text{O}^5$  flößt so entsteht jedesmal  $\text{HgO}$ , t + - [mit mehr oder weniger]  $\text{Hg}^2\text{O}$   
32 kocht man aber t überschüssiger  $\text{N}^2\text{O}^5$  längere Zeit so verwandelt sich alles  $\text{Hg}^2\text{O}$   
33 in Oxyd u wenn man die verdünnte Lösung t einem Ueberschuß v  $\text{NaCl}^2$  versetzt so  
34 bleibt sie absolut klar u kein Calomel schlägt sich nieder; wenn diese Lösung  
35 in 1 Digerirflasche abgedampft u eingekocht wird, so verliert sich die überschüssige  
36  $\text{N}^2\text{O}^5$  u es entsteht zuletzt ein farbloser das Licht brechender nicht xstallisirender  
37 Syrup; manchmal bei schnellem Kochen scheidet sich  $\text{HgO}$  s man fügt dann nur  
38 1 wenig  $\text{N}^2\text{O}^5$  u (Wasser) hinzu; wenn der Syrup t (Wasser) verdünnt u überschüssiges  $\text{N[a]Cl}^2$  lösung  
39 1 völlig neutrale u farblose Flüssigkt giebt[,] so ist das Salz selbst ganz neutrales  
40  $\text{HgO} + \text{N}^2\text{O}^5$ ; eine Beimengung von Oxydul zeigt eine Trübung. Nach der Pharm.  
41 wird #j<sup>892</sup>  $\text{HgO}$  in  $\text{N}^2\text{O}^5$  fgelößt u als dann t (Wasser) bis zu #rii verdünnt; aber diese Flüssigkt  
42 die als Medicament [sich] sehr empfehlen läßt wegen ihrer gleichmäßigen Stärke, enthält immer

**Formel 114**

-173-

01 1 Spur  $\text{Hg}^2\text{O} + \text{N}^2\text{O}^5$  s dem Oxyde, so dann wird es auch beim Vermischen t  $\text{NaCl}^2$   
02 vollkommen neutral; das Lackmus wird immer 1 wenig röthlich. Mit KO  
03 muß die Lösung 1 reinen ~~grünen~~ citronengelben Ndschlag geben, nicht einen grünen  
04 von Oxydul.  $\text{H}^6\text{N}^2$  einen völlig weißen;  $\text{NaCl}^2$  im Uebermaß zuge-  
05 setzt darf keine Trübung v  $\text{Hg}^2\text{Cl}^2$  oder nur eine ganz geringe [geben]. Mit Ag lösg  
06 in hinlänglicher Menge muß kein  $\text{AgCl}^2$  sich niederschlagen. Man kann ganz kleine  
07 Mengen des  $\text{Cl}^2$  in der Flüssigkt nur schwer entdecken, weil das  $\text{HgO}, \text{N}^2\text{O}^5$  die sonder-  
08 bare Eigenschaft hat[, das sie]  $\text{AgCl}^2$  flößt, ebenso so auch das  $\text{HgCl}^2$  wird fgelößt v  
09  $\text{HgO}, \text{N}^2\text{O}^5$ . Wenn man nicht ein Uebermaß [v]  $\text{HgO}, \text{N}^2\text{O}^5$  [hat], so kann das  $\text{Cl}^2$  in dieser  
10 Lösung nicht fgefunden werden.  $\text{Hg}^2\text{O}, \text{N}^2\text{O}^5$  erkennt man in der Flüssigkt aber

<sup>891</sup> Quecksilber-(I)-nitrat ( $\text{HgNO}_3$ )

<sup>892</sup> unleserlich, wahrscheinlichen Mengen und Verdünnungsangaben, zwei „i“ erkennbar, wahrscheinlich „1/2 Unze“

11 auch nur dann[,] wenn man Ueberschuß von Salzsre zufügt.  
 12 Kohlensaures Quecksilberoxyd. Man zersetzt Aetzsublimat t  
 13  $\text{NaO} + \text{CO}^2$ ; dieser Ndschlag enthält nach Philipps<sup>893</sup> 5%  $\text{CO}^2$ , aber wenn das  
 14 Präparat längere Zeit fbewahrt wird, so braust es gar nicht mehr u ist dann  
 15 wohl nichts anderes als Hg chlorid t  $\text{HgO}$  also das Oxÿchlorid; anfangs aber  
 16 braust es allerdings f. Er muß sich in Salzsre völlig klar flösen u enthält  
 17 dann kein Oxydul; in (Wasser) ist er unlöslich.  
 18 Schwefelsaures Quecksilberoxyd<sup>894</sup> =  $3\text{HgO} + \text{SO}^3$ , Wenn man 1 Lösung  
 19 des  $\text{HgO}, \text{N}^2\text{O}^5$  2 Th. Hg t 3 Th.  $\text{SO}^3$  so lange kocht bis [es] unter Ent  
 20 weichung v  $\text{SO}^2$  zu Salz übergegangen ist; natürlich wenn nicht genug  $\text{SO}^3$  vor  
 21 handen[?] ist entsteht ein Oxydulsalz; wird nun das gebildete weiße Salz t 6 8  
 22 Th. (Wasser) 1/4 Stde lange gekocht, so entsteht 1 gelbes Pulver welches eben das 1/3  
 23  $\text{SO}^3$  sre Salz sein soll; aber wenn man sehr lange kocht t vielem (Wasser), so wird  
 24 das Salz immer mehr basisch; wird eine Lösung v rein  $\text{HgO}, \text{N}^2\text{O}^5$  t einer  
 25  $\text{NaO}, \text{SO}^3$  lösung versetzt, so bekommt man dasselbe schön citronengelbe Salz;  
 26 man muß den Ndschlg einige Zeit stehen lassen er färbt sich intensiver  
 27 gelb; übrigens ist er in seiner Mischung ganz genau wie das erste Salz.  
 28 Das Präparat muß ein intensiv gelbes Pulver sein welches aber am Lichte  
 29 leicht grau wird; von 2000 Th. kalt[em] u 600 Th. heißem (Wasser) wird es fgelöst, in der  
 30 Hitze verflüchtigt es sich vollständig; in (Wasser) u Salzsre muß es sich sehr leicht u voll-  
 31 ständig zu  $\text{HgCl}^2$  abscheiden; ebenso wenn es t  $\text{NaCl}^2$  oder Salmiak über-  
 32 gossen wird lößt es sich leicht u klar f wenn  $\text{N}^2\text{O}^5$  etwas zugefügt wird.  
 33 Phosphorsaures Quecksilber<sup>895</sup> Man führt unter diesem Namen zum Theil  
 34 das Oxydul, zum Theil das Oxyd u theils beÿde zusammen.  $2\text{Hg}^2\text{O} + \text{P}^2\text{O}^5 + \text{HgO} + \text{P}^2\text{O}^5$   
 35 es wird aus eines v den Hg salzen  $\text{N}^2\text{O}^5$  s in genügend verdünnten Lösung so lange  
 36 t  $\text{NaO} + \text{P}^2\text{O}^5$  versetzt als 1 Ndrschlag entsteht; der gut sgewaschene Ndrschlag  
 37 wird getrocknet beÿde sind weiße Pulver die sich auch am Lichte nicht leicht ver  
 38 ändern. Das Oxydsalz lößt sich in der Salzsre leicht u vollständig f, während das Oxydul  
 39 salz Calomel giebt; 1 Beimengung v  $\text{SO}^3$  läßt sich leicht nachweisen.  $\text{HgCl}^2$   
 40 läßt sich leicht sziehen.  
 41 Jodquecksilber<sup>896</sup> sowohl das Jodür als [auch] Jodid sind offiziell. Das  
 42 erstere =  $\text{Hg}^2\text{Jd}^2$  wird bereitet wenn man 8 Th Hg u 5 Th  $\text{Jd}^2$  dh = atom [gleiche Atome]  
 43 v Beiden t einander in einer Reibschale mischt u Zusatz von etwas Alkohol.

**Formel 115**

-174-

01 Wenn das Pulver schön grünlich gelb ist so wird es fbewahrt. Die andre Art der  
 02 Darstellung ist, man lößt 100 Th xstallische  $\text{Hg}^2\text{O}, [\text{N}^2\text{O}^5]$  in 400 Th (Wasser) auf unter  
 03 Zusatz von ganz wenig  $\text{N}^2\text{O}^5$  zur Aflösung des Salzes; nun tröpfelt man eine entspr.[?]  
 04 Menge von einer mäßig starken Lösung des neutr  $\text{KJd}^2$  hinzu oder überhaupt soviel  
 05 bis der Ndschlg eine lebhaft grünlich gelbe Farbe angenommen hat; bei dieser  
 06 Fällung wird nun gewöhnlich 1 kl. Menge v  $\text{Jd}^2$  frei u dann wird etwas Hg jodid ge-  
 07 bildet; fügt man mehr  $\text{KJd}^2$  zu als nothwendig ist, so wird das  $\text{Hg}^2\text{Jd}^2$  im Ueber-  
 08 schuß leichter fgelöst als Jodid; die grünlichgelbe Färbg stellt sich auch erst ein wenn man  
 09 den Ndrschlag stehen läßt; er enthält aber auch noch den angeführten Hg jodid als auch  $\text{Hg}^2\text{O} + [\text{t}] \text{N}^2\text{O}^5$   
 10 basisches. Die erste Bereitungsweise müßte daher vorzüglicher sein. Das  $\text{Hg}^2\text{Jd}^2$  muß sich  
 11 in (Wasser) nicht lösen u ebenfalls in Alkohol wodurch man das Hg jodid sziehen kann. Das  
 12  $\text{Hg}^2\text{Jd}^2$  lößt sich aber in  $\text{Hg}^2\text{O} + \text{N}^2\text{O}^5$  u auch im überschüssigen  $\text{KJd}^2$  auf; in der Hitze

<sup>893</sup> Gemeint war entweder Peregrine Philipps (?-?), ein englischer Forscher; oder R. Phillips (?-?); L. GMELIN (1844), Bd 3, 480 schreib zu dem Thema: „*PHILLIPS (Ann. Phil. 26, 109) fällt salpetersaures Quecksilberoxyd durch einfach-kohlensaures Kali.*“.

<sup>894</sup> Quecksilber-(II)-sulfat ( $\text{HgSO}_4$ ) ist hier aber offenbar eine basische Verbindung, die bereits den Alchemisten Basilius Valentinus (um 1413) und Paracelsus (1493–1541) unter dem Namen „Turpethum minerale“ bekannt war, vgl. W. SCHNEIDER (1972), 126. Die Formel gibt er mit  $3 \text{HgO} + \text{SO}_3$  an, was dem „Turpethum minerale“ entspricht.

<sup>895</sup> Hier wird ein Phosphorsäuresalz beschrieben, das sowohl Hg-(I)- als auch Hg-(II)- enthält.

<sup>896</sup> Es handelt sich um Quecksilber-(I)-jodid ( $\text{Hg}_2\text{J}_2$ ), das Quecksilber-(II)-jodid ( $\text{HgJ}_2$ ) nennt Wackenroder Quecksilber-jodid.

13 zersetzt es sich in Hg u HgJodid.  
14 Quecksilberjodid =  $\text{HgJd}^2$  man kann dieses Präparat sehr leicht darstellen wenn  
15 man 1 Aflösung v  $\text{HgCl}^2$  solange neutrales  $\text{KJd}^2$  als noch Ndrschlg entsteht  
16 aber nicht mehr, denn auch leicht im  $\text{KJd}^2$  lößt sich das  $\text{HgJd}^2$  f als in  $\text{HgCl}^2$ . Wenn man  
17 zuletzt ein wenig  $\text{HgCl}^2$  lößt oder die Flüssigkt t Salzsäure schwach ansäuert so nim[m]t  
18 der Ndrschlg eine sehr lebhaft rothe Farbe an; der Ndrschlag wird blos sgewaschen  
19 u getrocknet. Man kann auch Hg u Jd miteinander in kl. Kolben erhitzen wo  
20 als dann das  $\text{HgJd}^2$  sehr leicht entsteht. Das Jodid ist schön roth, xstallisirbar in rhombischen  
21 Blättchen sonst aber pulverförmig; es ist leicht schmelzbar u sublimirbar. Wird es  
22 t noch 1 At Hg gerieben oder damit gekocht unter Zufügen von (Wasser), so entsteht das grünlich  
23 gelbe Jodür; ist unlöslich in (Wasser), löslich in Alkohol u in  $\text{HgO}$  salzen u  $\text{KJd}^2$  auch vom KO  
24 wird es fgelöst obgleich schwerer; auch in starker Salzsre lößt sich das  $\text{HgJd}^2$  auf; ebenso  
25 in concentr  $\text{N}^2\text{O}^5$ ; die verdünnten Sren lösen dasselbe aber nicht f; vom Licht wird es nicht  
26 verändert; aber das Jodür wird geschwärzt.  
27 Schwefelquecksilber.<sup>897</sup> Wir kennen mit Gewißheit nur das  $\text{HgS}$  welches dem  
28 Oxyd entspricht; f trockenem Wege läßt es sich nur allein anbringen aber der Ndrs[chla]g  
29 s den Oxydulsalzen t  $\text{H}^2\text{S}$  ist ohne Zweifel Sulfür. Man bereitet das  $\text{HgS}$  durch zu-  
30 sammen schmelzen v 1 Th. Hg u 6 S; man muß ganz mäßige Hitze anwenden, weil die  
31 Verbindung sonst t Feuererscheinung u einer Explosion vor sich geht; man erhält  
32 hierbei das schwarze  $\text{HgS}$  den Aethiops per fehiomen<sup>898</sup>; er wird zerrieben u nun in  
33 gläsernen Gefäßen sublimirt; er ist dann dunkel kirschroth; er wird zerrieben u einige  
34 Zeit t (Wasser) angefeuchtet u t schwacher  $\text{N}^2\text{O}^5$  digerirt; er nimmt an Lebhaftigkt der Farbe  
35 zu; gewisse Handgriffe sind nöthig um ihn von schöner Farbe zu erhalten; wenn man  
36 Hg f nass[ß]em Wege t S verbindet so erhält man schwarzes amorphes Zinnober. Wird  
37 weißes Präzipitat t S ammonium digerirt so entsteht ein rothes  $\text{HgS}$ , aber eine lebhaft  
38 rothe Farbe bekommt er nicht. Am besten gelingt die Darstellung wenn man Hg 7Th. / 17 S  
39 u 3 Th. conc. KS lösung längere Zeit mäßig erwärmt; nachher wird die KS lösung abge-  
40 gossen u das  $\text{HgS}$  t ganz schwacher  $\text{N}^2\text{O}^5$  behandelt, er wird als dann lebhaft roth; abe  
41 die hübsche Farbe des gewöhn[lichen] u namentlich des natürlichen bringt man nur schwer heraus durch  
42 ebensolches Behandeln t KS u  $\text{N}^2\text{O}^5$ .  
43 Antimonzinnober wird gewonnen durch 1 Destillation v  $\text{HgCl}^2$  t  $\text{SbS}$ ; man

-175-

01 erhält Chlorantimon u  $\text{HgS}$ ; das sublimirte Zinnober enthält wahrscheinlich  
02 kein Sb.  
03 Pulv. hypnocticus war Hg sulfür s  $\text{Hg}^2\text{O} + \text{N}^2\text{O}^5$  t  $\text{H}^2\text{S}$ .<sup>899</sup>  
04 Der natürliche Zinnober xstallisirt in Rhombaädern ist derb u amorph von schöner  
05 hochrother Farbe das künstliche bildet eine dunkler hellbraunroth xstallinische Masse  
06 welche aber in feines  $\frac{1}{2}$ ulver/ verwandelt eine scharlachrothe Farbe annimmt. Das chinesische  
07 u holländische haben die schönste Farbe, fast wie Karmin; das schwarze  $\text{HgS}$  ist in  
08 seiner Mischung von Zinnober gar nicht verschieden; er verflüchtigt sich f der C. vor der L.<sup>900</sup> voll-  
09 ständig ohne Beschlag; er giebt dann metall Hg in der Glasröhre, von mäßig starker  
10  $\text{N}^2\text{O}^5$  wird er nicht fgelöst[,] desgleichen auch nicht von Salzsre also Pb, Hg lassen sich durch  
11 diese S[ä]uren ziehen; vom Königs(wasser) wird er aber sehr leicht angegriffen u fgelöst  
12 unter Abscheidung v S. Vom  $\text{H}^6\text{N}^2$  u KO wird er nicht angegriffen; man kann  
13 also  $\text{As}^2\text{S}^3$  daher leicht ziehen u finden; die Farbe des Zinnober ändert sich aber bei

<sup>897</sup> Hier ist im Wesentlichen das  $\text{HgS}$  (Quecksilber-(II)-sulfid) gemeint. Wackenroder unterscheidet die zwei Modifikationen, das rote ist „Zinnober“ oder „Cinnabarit“, welches hauptsächlich in der Natur vorkommt, und das schwarze, das durch Fällen von Quecksilber-(II)-Salzen mit  $\text{H}_2\text{S}$  entsteht. Er geht aber davon aus, dass sich aus den Oxydul-Salzen auch Sulfür, d. h. Quecksilber-(I)-sulfid, bildet. Diese richtige Annahme beschreibt er allerdings nicht detaillierter.

<sup>898</sup> „Aethiops“ oder „Schwarzer Mohr“ ist der Name für das schwarze Quecksilbersulfid ( $\text{HgS}$ ); „per fehiomen“ nicht deutlich geschrieben, wahrscheinlich gemeint: „durch kaltes Verreiben“; findet keine Erwähnung bei W. SCHNEIDER (1972).

<sup>899</sup> L. GMELIN (1844), Bd 3, 489 trifft hier folgende Aussage: „ist schwarzes Schwefelquecksilber, welches mit überschüssigem Schwefel gemengt sein kann.“

<sup>900</sup> Hier handelt es sich um einem Test mittels Verflüchtigung vor dem Lötrohr.

14 Behandlung t Alkalien u Säuren. In KS u auch in KO unter Zusatz von S ammonium  
 15 lößt sich das Zinnober ganz auf; zu HgSKS aber die Auflösung ist ziemlich schwierig  
 16 u nicht so leicht wie t dem frischgefällten HgS. Beigemengts FeS u P[b]S bleiben  
 17 zurück u s der Aflösung wird durch Salmiak wieder schwarzes HgS niedergeschlagen  
 18 u nicht als rothes HgS. Der f nassem Wege bereitete Zinnober enthält sehr leicht etwas  
 19 feinzertheiltes metall. Hg welches sich durch N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> sziehen läßt; aber hierbey ent-  
 20 steht leicht die Verbindg v HgS mit HgO, N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> die sich auch f nassem Wege leicht  
 21 bildet.  
 22 Schwefelquecksilber = Aethiops mineralis<sup>901</sup>; gewöhnlich gleiche Th. S u Hg werden  
 23 miteinander gerieben unter Anfeuchtung, so lange bis man t einer starken  
 24 Loupe kein Hg mehr erkennt. Durch dieses Reiben geht eine vollkommene Verbindung  
 25 vor sich; man erhält schwarzes amorphes Hg sulfid u eine kleine Menge S bleibt  
 26 frei, denn das gut bereitete Präparat t N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> digerirt giebt ein kl.wenig SO<sup>3</sup> u  
 27 kein Hg lößt sich auf. KO lößt es auf. Es verflüchtigt sich in 1 Glasrohr u  
 28 giebt Zinnober t etwas freinem S. Alle Veränderungen bei Anfertigung sind  
 29 überflüssig, zb etwa S leber oder S ammonium anzuwenden. Oder wie Hg sub[lim]at  
 30 t S leber zu versetzen.  
 31 Schwefelquecksilber mit Antimon ist ein Gemenge von dem ersten  
 32 t Schwefelantimon, u enthält wohl leicht ein wenig Antimonoxyd wie  
 33 das Spießglanz<sup>902</sup> immer; von Salzsre wird das Antimonsulfid sgezogen.  
 34 Quecksilberchlorid = HgCl<sup>2</sup> auch wird es vorher Sublimat ge[-]  
 35 nannt, dem HgO entsprechend; man bereitet es gew. u zweckmäßig in Fabricken  
 36 u zwar s Kochsalz u einem HgO salze, wo dann durch einen bloßen Austausch  
 37 von O u Cl<sup>2</sup> das Chlorid entstehen muß. Wenn gleiche Theile HgO, SO<sup>3</sup> u Kochsalz  
 38 zusammen sublimirt werden s einer Retorde so destillirt das Chlorid über. Die  
 39 Dämpfe sind sehr elastisch u man muß sich gegen dieselben sehr in Acht nehmen, weil  
 40 sie sich nicht durch Geruch oder Geschmack verrathen u doch sehr giftig sind. Wenn das HgO  
 41 Hg<sup>2</sup>O enthält kann Calomel verflüchtigt werden. Die Fabrickanten setzen meist  
 42 1/5 MnO<sup>2</sup> hinzu[.] damit sich das Oxydul in Oxyd zu verwandeln; aber sehr leicht kann etwas  
 43 Eisenchlorid mit verflüchtigt werden; das Sublimat ist dann gelb gefärbt; oder

**Formel 116**

-176-

01 man nimmt auch wohl nach uralten Vorschriften nicht gerade HgO+SO<sup>3</sup> sondern  
 02 anderes Gemenge mit demselben Erfolg. Zb. HgO+N<sup>2</sup>O<sup>5</sup>, NaCl<sup>2</sup>, u calcinirtes<sup>903</sup> Eisenvitriol.  
 03 3 Th. Hg, 2 Th Salpeter, 4 Th Eisenvitriol, 2 Th Kochsalz. 10 Hg, 7 Kochsalz, 6 MnO<sup>2</sup>  
 04 11 Vitrioloel u 2 (Wasser) zur Trockenheit eingedampft u sublimirt. Hg<sup>2</sup>O, N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> t Salzsre  
 05 abgedampft u sublimirt;  
 06 Das gewöhnliche Hg sublimat ist eine weiße durchscheinende Salzmasse von  
 07 faßriger Strucktur u mittleren Zusammenhange, manchmal t Eisenchlorid strecken-  
 08 weise gefärbt; s der (wäss)rigen Lösung xstallisirt das Salz in weißen oft langen  
 09 4seitigen glatten Prismen; diese sind ebensowenig (wasser)haltig als das Sublimat  
 10 spec. Gew. 5,14[.] Schon bei gelinder Hitze schmilzt das Chlorid zu einer (wasser)klaren  
 11 Flüssigkt; diese erstarrt wieder zu einer blättrig weißen Masse; organ. Substanzen  
 12 färben die Flüssigkt braun oder schwarz. Stark erhitzt kocht es wie (Wasser) u verflüchtigt  
 13 sich ohne Zersetzung immer leichter als Calomel; an der Luft verbreitet es starke  
 14 weiße Dämpfe, es schmeckt stark metallisch u ist höchst giftig; ohne Geruch. Mit  
 15 Soda gemengt v.d.L.[vor dem Lötrohr] f der K.[ohle] würde As<sup>2</sup> sich bemerklich machen; im trocknen Zustand  
 16 wirkt das Sonnenlicht nicht darauf ein; aber wenn (Wasser) zugegen ist u organ. Substanzen, so  
 17 entsteht Calomel. 100 Th Wasser lösen in der Kälte 6-7, in der Siedehitze 35 Theile  
 18 Hg sublimat auf; s der gesättigten Lösung xstallisirt der größte Theil s; Salzsre  
 19 haltiges (Wasser) lößt mehr davon auf in der Kälte. Wird die (wäss)rige Lösung dem Licht  
 20 sgesetzt, so erleidet sie keine Zersetzung wenn sie frei von organ. Substanzen ist.

<sup>901</sup> „Mineralischer Mohr“ ist Quecksilber-(II)-sulfid (HgS), Schwefel und freies Quecksilber in wechselnden Mengen, vgl. W. SCHNEIDER (1972), 148.

<sup>902</sup> Es handelt sich um den alten Namen für Antimonsulfid; später auch „Grauspießglanz“, vgl. H. LÜSCHEN (1968), 324.  
<sup>903</sup> wasserfreies

21 Aber bei Vorhandensein organ. Substanzen die Lösung gekocht entsteht Calomel.  
22 Man muß also die heiße Lösung nicht durch Papier filtriren; 2 Th. Alkohol u 3 Th  
23 Aether lösen 1 Th. Sublimat fl., das Licht soll diese Flüssigkt nicht verändern. Die Chloride  
24 der Alkalien vermehren die Löslichkt des Hg sublimates indem Doppelchloride  
25 entstehen welche ganz neutral reagiren u xstallisiren. Während die [reine] (wäss)rige  
26 Lösungen sauer reagiren. Das t  $KCl^2$  oder  $NaCl^2$  versetzte  $HgCl^2$  wird durch KO  
27 wenig oder gar nicht zerlegt. Concentr.  $N^2O^5$  oder  $SO^3$  zersetzen das Hg sublimat  
28 nicht selbst in der Hitze. Nur das Vitrioloel bildet 1 wenig  $SO^2$ . Von vielen  
29 Metallen wird  $HgCl^2$  sehr leicht zersetzt u es entstehen andere Chloride, Cu, Fe  
30 Sn,  $NiCl^2$  ebenso viele S metalle indem HgS u Chloride entstehen. Die (wäss)rige  
31 Lösung des Sublimats wird durch die aetzenden Alkalien zersetzt u liefern HgO. Es  
32 werden O u  $Cl^2$  sgetauscht. Bei einem geringen Zusatz entsteht aber ein Oxychlorid  
33 von brauner oder ganz schwarzer Farbe; durch ein Uebermaß der Alkalien wird reines  
34 HgO abgeschieden. Die kohlen[saur]en fixen Alkalien zersetzen das Salz ebenso, allein der  
35 Ndrschlg ist immer braun u enthält wenig oder gar kein  $CO^2$ . Aetz u kohlen[saur]  
36 Ammoniak geben eigenthümliche Ndrschläge; es bildet sich Hg amid<sup>904</sup> t  $HgCl^2$   
37 während Salzsäure entsteht; einige Verschiedenheit zeigt aber der Ndrschlg, ob  
38 man aetzendes oder kohlen[saur]s  $H^6N^2$  anwendet. Alle lösenden Sulfide u Jodide zer-  
39 legen den Aetzsublimat.  $SnCl^2$  giebt damit erst  $Hg^2Cl^2$  u dann reduziertes Hg,  
40 durch einen größeren Zusatz wird das Hg sehr leicht u metallisch glänzend reduziert. Die  
41 O säuren u deren Salze, also  $P^2O^5$ ,  $NaO$  wirken nicht zersetzend darauf ein; man kann  
42 also die (wäss)rige Lösung des  $HgCl^2$  f ihre Reinheit prüfen, f  $As^2$  zb. Durch S ammonium  
43 im Uebermaß worin sich das HgS gar nicht löst. Eisen oder Cu u dergleichen theils  
44 durch die Verflüchtigung in der Glasröhre, f Pb t  $SO^3$ .

**Formel 117**

**Formel 118**

**Formel 119**

-177-

01 Das Liq. Hydrarg. muriat. corros.<sup>905</sup> sollte eigentlich das phagaden. Wasser<sup>906</sup> ersetzen; er  
02 wird als 1 einfache Lösung des Sublimats bereitet, oder zugleich t Salmiak versetzt[?]  
03 da die Lösung nichts ist als Sal alembroth<sup>907</sup>. einige Pharmac. lassen noch Rosen-  
04 honig zusetzen. Man muß organ. Substanz vermeiden, sehr reines (Wasser) an=  
05 wenden u die Lösung nicht heiß filtriren  
06 Das Aqua phagedaenica<sup>908</sup>; die Aflösung des Aetzsublimats in  $CaO$ , aq  
07 oder man nimmt 1 starke Lösung des Sublimates in  $CaO$ , aq. Das  $CaO$ , aq ist im  
08 Ueberschuß vorhanden u so wird dann das  $HgCl^2$  vollständig zersetzt u citronen-  
09 gelbes HgO hydrat niedergeschlagen. Die Flüssigkt ist also ein Gemenge  
10 von HgO mit  $CaCl^2$  u überschüssigem Kalk weshalb das Präparat in gut schließenden  
11 Gefäßen fzubewahren ist  
12 Quecksilberchlorür =  $Hg^2Cl^2$  es führte ehemals eine Menge  
13 von Namen Calomel u Mercur. dulcis<sup>909</sup>, Panacea mercurial.[.] Manac  
14 metallos. Die älteren Namen bezogen sich auch f besondere Arten der Darstellung;  
15 Das sublimirte Präparat Calomel, die Panacea merc.<sup>910</sup> war 1. Aetzendes mehr[re=]  
16 male sublimirtes Calomel, weil man meinte durch häufiges Sublimiren wird

904 Gemeint sind hier drei verschiedene Verbindungen: Diaminoquecksilberchlorid  $Hg(NH_3)_2Cl_2$  (schmelzbares Präzipitat); Amidoquecksilberchlorid  $NH_2HgCl$  (unschmelzbares Präzipitat) und  $NH_2Cl \times H_2O$  (Chlorid der Millonschen Base), vgl. M. SCHMIDT (1967), Bd 1, 288. Siehe auch die folgenden Seiten der Mitschrift.

905 Der pharmazeutische Name ist „Hydrargyrum muriaticum corrosivum“ ( $HgCl_2$ ), vgl. J. v. LIEBIG (1843), Bd 1, 562. W. SCHNEIDER (1975), Bd 6, 117–121 führt aus: „wurde in der preuß. Pharm. anstelle des Aqua phagedaenica (Altschadenwasser) aufgenommen und u. a. zur Heilung syphilitischer Geschwüre eingesetzt.“

906 pharmazeutischer Name, gemeint: „Phagadenisches Wasser“ oder auch „Altschadenwasser“

907 „Weisheitssalz“ war der Schlüssel zur Goldmacherkunst, Verbindung mit Ammonium, vgl. R. STOLZ, Glossar, alte chem. und pharm. Begriffe.

908 „Altschadenwasser“ ist eine Zubereitung aus Kalkwasser, Quecksilber-(II)-chlorid und Ethanol, enthält suspensiertes HgO, vgl. W. SCHNEIDER (1972), 148.

909 „Mercurius dulcis“ und „Panacea mercurialis“ sind andere Namen für Calomel, vgl. W. SCHNEIDER (1972), 124.

910 „Panacea mercurialis“ wird auch „Hydrargyrum chloratum mite“ oder „Mercurius dulcis“ genannt, vgl. dazu W. SCHNEIDER (1968), Bd 3, 56

17 das Calomel immer milder in seiner Wirkung. In neuester Zeit kehrte man  
 18 die Sache um u meinte das Calomel werde durch öftere Sublimation zersetzt.  
 19 Wenn man 1 At  $\text{HgCl}^2$  t Hg zusammen reibt so entsteht er; man setzt so viel  
 20 (Wasser) hinzu daß das Ganze sich bequem reiben läßt; wenn man den Brei lange  
 21 reiben will so wird jede Spur von met. Hg zum Verschwinden gebracht u der Brey  
 22 wird ganz weiß; gießt man (Wasser) darauf, filtrirt, so bemerkt man manchmal  
 23 kaum 1 kleine Menge v  $\text{HgCl}^2$ ; man stellt die Reibschaaale t dem Brei an einen  
 24 warmen Ort bis das Pulver ganz trocken geworden ist; es nimmt an Weiße zu.  
 25 Wenn man ganz genau die Atgew. zu[sammen]bringen könn[t], so wäre keine weitere Operation  
 26 mehr nöthig; es ist also nothwendig daß man den fertigen Calomel noch sublimirt.  
 27 Man schüttet das trockene Pulver in 1 Medizinglas welches nur 1/4 davon angefüllt wird,  
 28 steckt f das Glas einen Stopfen v Kohle; Kreidestöpsel sind nicht so gut weil der  $\text{CaO}, \text{CO}^2$   
 29 f das Chlorür zersetzend einwirkt. Man stellt die Gläser in eine blecherne Sandkapelle  
 30 die aber weit sein muß daß der Sand t '' höher liegt als das Gemisch u das Glas selbst hat  
 31 am Boden nur 1/2'' hoch Sandschicht. Man erhitzt nun ganz allmählig u zuletzt  
 32 so stark, daß wenn man t 1 Holzspahn den Sand an der einen Seite wegräumt  
 33 u f die andr. Seite einen flammenden Span hinstellt u jedesmal[?] bis das Basin ganz leer  
 34 ist, das ganz schwach rothglühen muß; dann läßt man erkalten. Es findet sich als dann  
 35 der Calomel mit einem schief abgeschnittenen Rande sublimirt u die innere  
 36 u untere Fläche erscheint wie geschmolzen. Wenn die Sublimation sehr rasch geht  
 37 so erhebt sich die ganze Masse plötzlich u man erhält keinen guten Kuchen, oder das  
 38 Sublimat füllt den ganzen mittleren Raum; es ist besser das Sublimat über den  
 39 Sand hinaus zu treiben, weil am Ende gewöhnlich etwas erdiges zurückbleibt; u  
 40 dann der Ueberschuß v metall. Hg u das Sublimat hinweg hinauf getrieben [wird]. Das  
 41 erkaltete Glas wird in einer Stelle t der L. erhitzt 1 Tropfen (Wasser) darauf gebracht  
 42 der entstandene Sprung kann dann weiter gemacht werden. Das obere schabte man  
 43 rein u setzt es einer neuen Sublimation zu.  
 44 Wenn beim Einschütten das  $\text{Hg}$  stäubt so bekommen die Kuchen einzelne Flecken  
 45 oder bei dem Sublimiren setzt sich etwas metall. Hg an den freien Theil des Glases fest.

-178-

01 Was nun Veranlassung sein kann noch 1 mal zu sublimiren[,] sonst reicht  
 02 1 Sublimation hin; er bedarf in der Regel nicht des Auswaschens. Ganz  
 03 verkehrt ist das A[u]skochen mit (Wasser), t Salmiak oder mit Weingeist; aber das  $\text{Hg}^2\text{Cl}^2$   
 04 wird gerade hierbei zersetzt. Wenn der Calomel fein zerrieben worden ist  
 05 so gießt man billig etwas (Wasser) darauf u filtrirt ab. Aber bei dem Pra[ä]pariren  
 06 muß man vermeiden die Anwendung von Marmor, weil das  $\text{CaO}, \text{CO}^2$  zer-  
 07 setzend f den Calomel wirkt. Man muß Porzellan oder Serpentin<sup>911</sup> nehmen.  
 08 Das Präpariren ist allerdings sehr beschwerlich u so ist man dann darauf ge-  
 09 kommen die Sublimation in einer weithalsigen Retorde vorzunehmen,  
 10 deren Hals [sich] in einem Kasten befindet, worin sich siedendes (Wasser) befindet, die  
 11 Dämpfe des Calomels vermischen sich mit den (Wasser)dämpfen u fallen zu Boden.  
 12 Das Verfahren hat wahrscheinlich das gegen sich[,] daß das  $\text{Hg}^2\text{Cl}^2$  etwas zersetzt wird  
 13 u dennoch dürfte es 1 klein wenig Hg enthalten.  
 14 Eine ganz andere Methode ist die durch Fällung. Man bereitet eine  
 15 Lösung des  $\text{Hg}^2\text{O}, \text{N}^2\text{O}^5$  nachdem man ihr noch etwas  $\text{N}^2\text{O}^5$  zufügte eine Salmiak  
 16 lösung zusetzen; nach anderen Vorschriften soll man  $\text{NaCl}^2$  lsg t Salzsre ansäuern  
 17 u verwenden. Die freie Sre ist nothwendig um die Bildung v basischem  $\text{Hg}^2\text{O}, \text{N}^2\text{O}^5$   
 18 zu vermeiden. Allein das Calomel nach der sächsischen Pharma. ist durch 2maliges  
 19 Waschen nicht frei zumachen von  $\text{N}^2\text{O}^5$ ; übrigens wird dieses Präparat gegen  
 20 Licht geschützt fbewahrt. Der Calomel bildet gewöhnlich Kuchen; f der inneren  
 21 Fläche haben sie 1/2 geflossenes Ansehen gleichsam wie geschmolzen, zuweilen aber  
 22 finden sich Xstalle f der inneren Fläche[,] f dem Bruch xstallinisch stachlig; es xstall[isir]t

**Zeichnung 29**

<sup>911</sup> Schmuckstein aus Magnesiumsilikat, außerordentlich verschieden gefärbt, meist aber grün. Name kommt von dem lateinischen Wort für Schlange „serpens“, weil seine Maserung an eine Schlangenhaut erinnert, vgl. H. LÜSCHEN (1968), 317.



23 in schiefen rhombischen Prismen die aber selten gut sgebildet sind; das Salz giebt  
24 f deren Strich 1 hell S[chefel]gelbes Pulver, vom Lichte wird es grau gefärbt; der zerriebene  
25 bildet ein weißes etwas ins gelbliche geneigtes Pulver; Mit (Wasser) gerieben er=  
26 scheint die Farbe immer etwas mehr weiß. Der durch Fällen bereitete ist aber  
27 blendent weiß. In einer Glasröhre verflüchtigt er sich ohne alle Schmelzung  
28 u zwar ohne Allen Rückstand.## Eine Zersetzung findet dabei nicht statt,  
29 aber wenn (Wasser) hinzu kommt so wird wie es scheint  $\text{HgCl}^2$  erzeugt oder Salzsre; ange-  
30 feuchtetes Lackmuspapier wird nicht geröthet, wenn die heißen Dämpfe nicht dar[au]f  
31 treffen. Der durch Fällung bereitete röthet immer das nasse Lackmuspapier von gar  
32 einer Spur  $\text{N}^2\text{O}^5$ ; von kaltem (Wasser) nicht fgelöst, sondern es wird bloß  $\text{HgCl}^2$  s[-]  
33 gezogen; man kann f diese Weise am sichersten den Calomel f Aetzsublimat  
34 prüfen; man muß aber ganz klar filtriren; man bringt 1 wenig  $\text{SnCl}^2$  in die  
35 Flüssigkt; es darf nicht die mindeste graue Wolke entstehen; man macht dabei  
36 immer einen Gegenversuch zur Sicherheit; von 1152 Th kochendes (Wasser) wird 1 Th Calomel  
37 fgelöst u immer unter Bildung von etwas  $\text{HgCl}^2$  u met. Hg; erwärmter Alkohol  
38 löst auch nichts f aber wohl den Aetzsublimat; die Prüfung mit kaltem (Wasser) ist besser. Von  
39 den aetzenden u kohlenhren Alkalien wird der Calomel zersetzt unter Abscheidung v  $\text{Hg}^2\text{O}$ .  
40 Erhitztes Vitrioloel zersetzt den Calomel u es entsteht  $\text{HgCl}^2$  u  $\text{HgO}+\text{SO}^3$ .  
41 Concentr  $\text{N}^2\text{O}^5$  löst den Calomel in der Siedehitze auf, u es entsteht  $\text{HgCl}^2$  u  
42  $\text{HgO}, \text{N}^2\text{O}^5$ . Kochende Salzsäure giebt unter Reducktion Hg  $\text{HgCl}^2$ ; auch  
43 wenn man  $\text{NaCl}^2$ , vorzüglich aber Salmiak t Calomel kocht entsteht  $\text{HgCl}^2$   
44 t  $\text{NaCl}^2$  indem etwas Hg reduziert wird; auch das  $\text{CaCl}^2$  wirkt ähnlich.

-179-

01 P, S,  $\text{Jd}^2$ , Sulfide u Jodide zerlegen sehr bald den Calomel schon bei bloßer  
02 Berührung. Höchst merkwürdig ist die Reducktion des Hg durch verschimmeln des Pulver  
03 Der Calomel wird am schnellsten durch die  $\text{H}^2\text{Cy}^2$  oder Stoffe die sie enthalten [zersetzt],  
04 es entsteht  $\text{Hg}^2\text{Cy}^2$  unter Reducktion eines Th. des Hg.  $\text{SnCl}^2$  reduziert das Hg  
05 sehr schnell u vollkommen; f  $\text{N}^2\text{O}^5$  prüft man den Calomel t  $\text{SO}^3$  u Eisenvitriol  
06 oder man kocht eine gew. Menge t KO filtrirt u versetzt die Flüssigkt t Indigo-  
07 lösung. Das durch Fällung bereitete Präparat ist mit den sublimirten  
08 keineswegs ganz zu identificiren.  
09 Weißer Quecksilberpräzipitat<sup>912</sup>; Das Präparat wurde früher  
10 zum Theil dargestellt s  $\text{HgO}+\text{N}^2\text{O}^5$  t Ammoniak; später s Aetzsublimat, man  
11 löst nach der preuß. Parmac. gleiche Th. Sublimat u Salmiak in (Wasser) auf, setzt  
12 nun  $\text{NaO}+\text{CO}^2$  zu so lange noch ein weißer Ndrschlag entsteht. Es bildet sich  
13 2  $\text{NaCl}^2$ , 1aq, Salmiak u es schlägt [sich weißes Quecksilberpräzipitat nieder; siehe Formel am Rand]  
14 Allein je nach der Temperatur der Lauge des Auswaschens verändert sich der Ndschlg  
15 u Krug<sup>913</sup> hat nachgewiesen, daß man f diese Weise immer nur ein Gemenge  
16 erhält v  $\text{HgCl}^2$   $\text{HgH}^4\text{N}^2$  mit Chlorquecksilberammoniak u  $\text{HgCl}^2, \text{HgO}$ .  
17 Diese beyden letzten Verbindungen entstehen s der ersten durch Umsetzen der  
18 Atome. Ebenso wenn man aus gesättigter  $\text{H}^8\text{N}^2, \text{CO}^2$  fällt, soll das Hg  
19 amidchlorid nicht ganz constant sein u Krug behauptet daß dieses nur  
20 stattfinden [würde], wenn man wie einige neuere Pharm[copoen]. vorschreiben, Aetzsublimat  
21 t #<sup>914</sup> ~~Salmiak~~ niederschlägt. Man kann sich denken den Vorgang:. Man unter-  
22 scheidet demnach schon längere Zeit den unschmelzbaren Präzipitat, welcher  
23 eben dieses reine  $\text{HgCl}^2$  Amid sein soll; u den schmelzbaren Präzipitat,  
24 welcher eben jene Doppelverbindung sein soll; u eben Chlorammonium mit  
25  $\text{Chl}^2\text{orHg}^915$  enthält. Bei der Darstellung muß man vor allem nicht mehr von  
26 dem Fällungsmittel zusetzen als gerade nöthig, keine stärkere Verdünnung als

**Formel 120**

**Formel 121**

<sup>912</sup> W. SCHNEIDER (1968), Bd 3, 150 zeigt, dass das Produkt breite Anwendung fand und viele Namen hatte.

<sup>913</sup> Keine Literaturstelle über einen Chemiker oder Pharmazeuten mit diesem Namen gefunden.

<sup>914</sup> Am Rand als Abkürzung notiert: Ammoniak, zuvor war etwas durchgestrichen, wahrscheinlich das Wort „kohlenau-rem“.

<sup>915</sup> übergeschriebene 2, gemeint war das Quecksilber-(II)-chlorid ( $\text{HgCl}_2$ )

27 vorgeschrieben ist, auch nur einige Male swaschen[;] durch langes Auswaschen  
 28 wird es gelb u in seiner Mischung verändert; man muß ihn trocknen  
 29 [an] einem freien Orte bei gelinder Wärme; er muß in gut schließenden Gläsern fbe-  
 30 wahrt werden; er lößt sich in (Wasser) nicht auf. Wird aber von kalter Salz- oder Salpeter  
 31 säure fgelöst zu einer völlig klaren Flüssigkt; durch Zusatz von KO erhält  
 32 man einen weißen[,] durch viel KO einen gelblichen Ndschlg, es entweicht dabei  
 33 Ammoniack. Uebergießt [man] den Präzipitat mit KO, so wird auch Ammoniack ent-  
 34 wickelt u es wird HgO sgeschieden öfters unter grauer Färbung; mit conc.  
 35  $\text{SO}^3$  u Eisenvitriol geprüft darf keine Salpetersre zu entdecken sein.  
 36 Bei der Erhitzung in der Glasröhre erhält man s dem  $\text{HgCl}^2$  Amid Ammoniack  
 37 N,  $\text{Hg}^2\text{Cl}^2$  u wahrscheinlich auch  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  blos bei starker Hitze; bei dem schmelzbaren  
 38 aber wird viel Salmiak u  $\text{HgCl}^2$  neben  $\text{Hg}^2\text{Cl}^2$  u selbst auch met. Hg verflüchtigt.  
 39 Quecksilberoxydul Ammoniack Salpeter.<sup>916</sup> Das ist basisches sapetersrs  $\text{Hg}^2\text{O}$ ,  
 40 Ammoniack t Wasser, die Zusammensetzung ist wohl nicht immer gleich u wechselt  
 41 entschieden nach der Methode[?] =  $\text{H}^6\text{N}^2 + 3\text{Hg}^2\text{O} + \text{N}^2\text{O}^5 + \text{aq}$ . Diese beste Methode  
 42 nach W[ackenroder]. ist. Man übergießt 30 Gramm Hg t 15 Gr  $\text{N}^2\text{O}^5$  nebst 5 Gramm (Wasser), man  
 43 stellt das Ganze in einem Glase bei 10-200C hin u wäre die Gasentwicklung  
 44 zu stark, so giebt man 1wenig (Wasser) zu; nach 1 oder 2 Tagen hat sich viel prismat.  
 45  $\text{Hg}^2\text{O}, \text{N}^2\text{O}^5$  gebildet; man gießt nun die Flüssigkt u das Salz in einen Trichter

-180-

01 den man unten t 1wenig Papier verstopft hat; das anhängende Hg trennt man  
 02 durch Rütteln; man läßt nun das Salz abtropfen u kann es 1mal t (Wasser) abtupfen u f Papier  
 03 abtrocknen. Nun wägt man 8 Th. v. diesem Salz ab u zerreibt es in einer Porzellan-  
 04 schaaale unter Zusatz v 80 Th.(Wasser) u 1Th  $\text{N}^2\text{O}^5$ ; hier nun lößt sich das neutr.  $\text{Hg}^2\text{O} + \text{N}^2\text{O}^5$   
 05 auf, als es möglich, man filtrirt vom ungelösten Salze u Hg [ab]. Man setzt nun der Flüssigkt  
 06 in einem Cylinder unter beständigem Umrühren u in kl. Mengen  $\text{H}^6\text{N}^2$  hinzu  
 07 nemlich 4 Th  $\text{H}^6\text{N}^2$  u 8 Th. (Wasser), aber man wird doch besser thun anstatt 8 Th. 32 Th.(Wasser) zu-  
 08 nehmen. Wollte man conc.  $\text{H}^6\text{N}^2$  nehmen, so wird das  $\text{H}^6\text{N}^2$  das  $\text{Hg}^2\text{O}$  reduzieren  
 09 oder es würde anstatt des schwarzen Ndrschlgs ein weißer entstehen, nemlich das weiße  
 10  $\text{Hg}^2\text{O}, \text{N}^2\text{O}^5 + \text{H}^6\text{N}^2, \text{O}$ . Durch das Umrühren verschwindet der weiße Ndrschlag immer  
 11 wieder u es wird dadurch der Ndrschlag schwärzer; reicht das  $\text{H}^6\text{N}^2$  nicht s, bleibt auch  
 12 nach dessen Zusatz die Flüssigkt noch stark sauer, so muß noch etwas zugefügt  
 13 werden. Die Flüssigkt muß f jeden Fall eine schwache jedoch merkliche saure  
 14 Reaktion behalten. Nach einer kl. Weile filtrirt man die Flüssigkt ab; man  
 15 wäscht den noch feuchten Ndrschlg t (Wasser) ab so daß die Flüssigkt kaum mehr das Lackmus  
 16 röthet u der Ndrschlg wird nun an trockener Luft im Schatten getrocknet u erhält  
 17 4 Th. ganz schwarzes  $\text{Hg}^2\text{O} + \text{N}^2\text{O}^5 + \text{H}^6\text{N}^2$ , welches sich [in] erhitzter verdünnter Essigsre fast  
 18 völlig [auflöst; setzt man zu der filtr. Flüssigkt mehr  $\text{H}^6\text{N}^2$  [zu,] so schlägt sich entweder  
 19 1 dunkelgrauer oder auch hellgrauer Ndschlg nieder, welcher nichts ander[es] ist als Merc.  
 20 solub.<sup>917</sup> mit einem großen Gehalte von salpetersr  $\text{H}^6\text{N}^2$ , oder eigentlich 1 Gemenge von  
 21 schwarz u weißem basischem  $\text{N}^2\text{O}^5, \text{Hg}^2\text{O}, \text{Ammoniack}$ ; er hieß sonst Merc. cinor Blackii<sup>918</sup>.  
 22 Man kann diesen sehr gut gebrauchen zur Darstellung des  $\text{Ä}$ ,  $\text{Hg}^2\text{O}$ . Bei der Darstellung  
 23 des Hahnemann.<sup>919</sup> Hg muß man sich in Acht nehmen von den weißen basischen Salze wenig  
 24 oder gar nichts hinein zubringen. Wenn man das gut getrocknete Hahnemannsche Hg  
 25 in Stöpselgläser fbewahrt, gegen Lichte schützt so hält es sich unverändert; wenn  
 26 aber Flüssigkt darauf einwirkt, so wird das Präparat allmählig verändert u wird  
 27 grau.

<sup>916</sup> Hier handelt es sich um die „Millonsche Base“, die 1849 von Eugène Auguste Nicolas Millon (1812–1867) entdeckt wurde.

<sup>917</sup> „Mercurius solubilis cinereus“ auch „Graues lösliches Quecksilber“ ist ein Gemisch aus Amidoquecksilber-(II)-nitrat [ $\text{Hg}(\text{NH}_2)\text{NO}_3$ ] und Quecksilber (Hg), vgl. dazu W. SCHNEIDER (1972), 172.

<sup>918</sup> Wahrscheinlich ein spezielles „Mercurius solubilis cinereus“, benannt nach Joseph Black (1728–1799), einem englischen Chemiker, der u. a. mit Quecksilber-Verbindungen arbeitete, vgl. G. BUGGE (1929), Bd 1, 240–252.

<sup>919</sup> Samuel Hahnemann (1755–1843) war Arzt und Begründer der „Homöopathie“. Er arbeitete u. a. mit Hg-Verbindungen, vgl. W. SCHNEIDER (1972), 121.

28 Das Präparat muß ein ganz schwarzes glanzloses Pulver darstellen; einige dieser  
29 weißen Pünktchen kann Oxýdsalz sein, was aber selten darin vorkommt; es wird durch  
30 Luft verändert u wahrscheinlich Hg reduziert, gerade wie das reine Oxýdul des Hg.  
31 Durch Reiben in der Hand reduziert sich auch Hg; bei der Erhitzung in der Glasröhre  
32 entweicht (Wasser),  $N^2O^3$ ,  $N^2O$ , der Rückstand röthet sich u verflüchtigt sich gänzlich als metall.  
33 Hg; aber das Sublimat wird auch wieder ein bischen geröthet von dem  $N^2O^3$  welches mit  
34 entweicht; man erkennt f diese Art sehr leicht Verunreinigungen mit andren schwarzen Pulvern;  
35 mit KO entweicht  $H^6N^2$ ; durch Kochen mit  $BaO, CO^2$  erhält man salpetersrs  $BaO$ ; in kaltem  
36 (Wasser) ist das Präparat unlöslich; 1 Th. t etwa 4 Th. Aceton u 16Th.(Wasser) gekocht lößt sich das  
37 Präparat bis f einen kl. Rückstand von Hg kugeln f, aber auch von einer kleinen  
38 Menge eines weißen Pulvers, welches das erwähnte basische weiße Salz ist; s der  
39 erkalteten Ä Flüssigkt setzt sich viel  $Hg^2O$ , Ä ab; mäßig starke  $N^2O^5$  wirkt in der  
40 Kälte nur wenig darauf ein, beim Erhitzen entweichen  $N^2O^3$  Dämpfe u es entsteht 1 weißes  
41 Pulver, höchstwahrscheinlich v basischen Oxydsalzen, welches nach langem Kochen sich flößt.  
42 Gold <sup>920</sup> =  $Au^2 = 1aeq. = 248,6026$  es findet sich in der Natur ziemlich häufig  
43 verbreitet, aber gewöhnlich in kl. Menge u meist t Silber; namentlich findet es sich auch in  
44 Sb, Pb erzen; das gediegene Au wird in einigen Theilen der Erde, in Sibirien ge-  
45 funden; wir gewinnen es s dem Ag haltigen Gold indem man jetzt wenigstens meist  
46 -das Ag in  $SO^3$  flößt; aber es wird auch wohl t Hg gerade wie das Ag s den Erzen s  
47 -gezogen, aber gewöhnlich Ag haltiges. Ag u Au bilden bei einem gew. Verhältnisse

-181-

01 eine Legierung, die nicht v  $N^2O^5$  angegriffen wird; soll das Ag doch fgelöst werden  
02 so muß 4 Th Ag t 1Th Au verbunden sein; ist die Menge des Ag geringer, so wirkt  
03 die  $N^2O^5$  gar nicht ein; man nennt; die Scheidung durch die Quart. <sup>921</sup>. Die Alchemisten  
04 versuchten bekanntlich Au u Ag s unedlen Metallen darzustellen, indem sie  
05 kleine Mengen gew. Substanzen dem unedlen Metallen zufügten; namentlich  
06 dem Pb u Sb. u diese Metalle nun verflüchtigten u abtrieben. Diese Zusätze  
07 nannte man Tinckturen, indem man die Vorstellung daß die Verwandlung be=  
08 ruhe nur auf der Farbe. Wenn die Tincktur gleich Au gab, gleich gelberer[?], so hieß  
09 die Tincktur Universal u von den Universalen meinte man nun[,] daß sie auch  
10 die Kraft haben, das Leben zu verlängern; wenn die Tincktur aber ein Ag haltiges Au  
11 gab welches erst t  $N^2O^5$  behandelt wurde so hieß es Partial. Man findet wirklich  
12 sehr oft f diesem Wege Gold u Silber, weil nemlich in diesen Erzen; die sie be-  
13 nutzten immer kl. Mengen an Au u Ag vorkommen u man kannte kein anderes  
14 Mittel als diesen trocknen Weg die edlen Metalle aufzufinden.  
15 Das Au welches wir zum Auflösen benutzen wird nun schon hinlänglich rein darge-  
16 boten in den indischen Ducaten <sup>922</sup> welche Au nebst 1 Spur Ag sind; alles übrige Au  
17 ist mit Cu verfälscht; wenn man sich ganz reines Au verschaffen will, so muß man das  
18 gewöhnliche flösen in Königs(wasser) u daraus durch  $FeO, SO^3$  niederschlagen; dabei muß  
19 man auch keinen starken Ueberschuß v  $N^2O^5$  in der Flüssigkt haben. dh freies  $Cl^2$ ; wendet  
20 man Dukaten zur Auflösung so gießt man Salzsre darauf u noch u noch  $N^2O^5$  hierauf  
21 gießt man (Wasser) zu damit das A[u]fgelöste  $AgCl^2$  niederfalle; man filtrirt dampft  
22 nun wieder ab.  
23 Eigenschaften Das Au's ist in der Natur xstallisirt aber meist nur in Blatten[Blättchen]  
24 oder skellektisch[?] oder anderen ansehenden Gestalten, das gefällte Au ist ein dunkel  
25 braunes Pulver ohne Glanz, welches aber durch Reiben glänzend wird; es ist weicher  
26 als Silber u nicht sehr elastisch, es ist das duckytste <sup>923</sup> Metall u giebt Bleche von  
27 1/282,000 füs Dicke. 1 grm giebt ein 500 f <sup>924</sup> langen Draht; das geschmolzene hat ein spec. [Gew.] v  
28 19,2, gehämmt v 19,4; es ist röthlich gelb u das einzige gelbe Metall; starkglänzend

<sup>920</sup> Ältestes bekanntes und hochbegehrtes Edelmetall, zu seiner Geschichte vgl. S. ENGELS/R. STOLZ (1989), 192.

<sup>921</sup> Die „Quartation“ ist die Salpetersäurescheidung und wurde vom 15. bis 19. Jahrhundert bevorzugt eingesetzt.

<sup>922</sup> Dukatengold ist reinstes verarbeitetes Gold mit 986 %-igem Gehalt.

<sup>923</sup> „ductil“ = dehnbar, verformbar

<sup>924</sup> unklar, wahrscheinlich Fuß (Maßeinheit für eine Strecke von ca. 0,34 m)

29 u besonders glänzend im Feuer. Das Blattgold ist t einer schönen grünen auch meer=  
 30 grünen Farbe durchsichtig, aber nur in Folge der feinen Poren. Das Gold ist undurch-  
 31 sichtig wie alle übrigen Metalle es schmilzt etwas schwieriger als Ag u kann im  
 32 stärksten Feuer nicht verflüchtigt werden obwohl es in der Hitze des Porzellanofens  
 33 [sich] nicht feuerbeständig zeigt. Es verbindet sich direct nur sehr schwierig t dem O  
 34 leichter t Jd u S aber die Verbindungen werden durch die Hitze wieder zerstört;  $\text{Cl}^2$   
 35 u  $\text{Br}^2$  verbinden sich aber sehr leicht damit. Diese Verbindungen werden aber durch  
 36 Hitze auch sehr leicht zersetzt mit den Metallen verbindet sich das Au sgezeichnet  
 37 leicht u zwar t den leicht flüssigen Metallen vornehmlich Pb. [Mi]t Hg verbindet es sich  
 38 bei der kleinsten Berührung, aber auch Cu, Ag selbst Pt verbinden sich sehr leicht damit  
 39 vorzüglich leicht t Cu u die Legierung wird um so mehr roth, je mehr Cu drin ist;  
 40 aber sie wird auch desto härter; von dieser Art sind alle unsere Goldmünzen. An  
 41 der Luft verändert sich das Gold nicht, weil sich das Au weder oxydirt, noch S aufnimmt;  
 42 wir kennen 2 Oxyde des Goldes t Gewißheit  
 43 Goldoxydul =  $\text{Au}^2\text{O}$ . Wenn man Au chlorid zur Trockenheit verdampft  
 44 so bekommt man Goldchlorür; wird dieses nun t  $\text{KO, aq}$  behandelt, so bekommt  
 45 man  $\text{Au}^2\text{O}$  eine höchst schwache Salzbasis, welche sehr leicht durch Erwärmung zersetzt  
 46 wird.  
 47 Goldoxyd =  $\text{Au}^2\text{O}^3$ . Wenn man ganz neutrales Au chlorid t  $\text{KO, aq}$  versetzt so  
 48 viel als eben zur Fällung hervor ruft, alkalisch reagirt; es wird hierbei ein braunes

-182-

01 Pulver gefällt welches wenn es sich absetzt [?] wird. Die Hälfte des Au bleibt in  
 02 der Flüssigkt fgelöst; weil sich  $\text{Au}^2\text{Cl}^6, \text{KCl}^2$  bildet, ist also die Flüssigkt sauer  
 03 so kann gar kein  $\text{Au}^2\text{O}^3$  entstehen u dieses wird durch überschüssiges KO nicht zersetzt.  
 04 Man muß die alkalische Flüssigkt immer wieder sauer machen u das fgelöste Au  
 05 t  $\text{FeO, SO}^3$  fällen; das gefällte  $\text{Au}^2\text{O}^6$  muß t keiner zu großen Menge v  $\text{KO, aq}$   
 06 behandelt werden; es behält sehr leicht etwas KO zurück man hat daher das  $\text{Au}^2\text{O}^3$  auch  
 07 Goldsäure genannt; es ist ein kastanienbraunes Pulver welches durch Wärme u Licht  
 08 sehr leicht reduziert wird. Mit O säuren verbindet es sich nur sehr schwierig löst  
 09 sich aber leicht u vollständig in  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  f. Wenn man es f fremde Metalle umschichten  
 10 will so braucht man es nur t  $\text{FeO, SO}^3$  oder  $\text{SO}^2$  zu fällen; oder durch Erwärmen t Ö[Oxalsäure].  
 11 Das Au wird hierbei reduziert u in der Flüssigkt bleiben die fremden Metalle.  
 12 Goldchlorid =  $\text{Au}^2\text{Cl}^6$ . Man löst reines Gold in Königswasser, man  
 13 gießt  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  darauf u setzt tropfenweise  $\text{N}^2\text{O}^5$  zu bis die Lösung vollständig  
 14 ist, in einer Digerierflasche oder Rhetorde. Wenn die Flüssigkt bis zur gew. Stärke  
 15 abgedampft wird, so xstallisiren schöne 4seiteige gelbe Prismen; welche aber sind  
 16 =  $\text{Au}^2\text{Cl}^6 + \text{H}^2\text{Cl}^2 + \text{aq}^{925}$ ; dieses Salz ist sehr leicht zerfließlich, wirkt sehr ätzend  
 17 u äußerst giftig u daraus folgt, daß das metall. Au in den Präparat deshalb un-  
 18 schädlich ist[,] weil sich das Metall in den Säften nicht flösen kann; wird das Salz bis  
 19 zu 230 $\text{q}$  erhitzt, so entweicht aq u Salzsäure u es bleibt eine rubin [farbene Masse übrig] u zugleich  
 20 entweicht s dem rubinroth gefärbten neutralen Chlorid 2/3 Th des  $\text{Cl}^2$  also 2 aeq. =  
 21 u es bleibt  $\text{Au}^2\text{Cl}^2$  als eine fast schwarze Substanz zurück. Durch noch stärkere  
 22 Erhitzung geht Alles  $\text{Cl}^2$  weg; d-as ganz neutrale  $\text{Au}^2\text{Cl}^2$  löst sich im (Wasser) mit  
 23 röthlich gelber Farbe auf, t überschüssiger Sre aber ist es citronengelb; es löst  
 24 sich auch in Alkohol, Aether u flüchtigen Oelen<sup>926</sup> t gelber Farbe. Es bildet mit organ.Substanzen  
 25 violette oder auch schwarze Verbindungen, weil das Au allmähig zerstört wird. Unter  
 26 Einfluß des Lichtes wirken die organ.Substanzen sehr stark reduzierend, so daß man t  $\text{Au}^2\text{Cl}^2$   
 27 die organ. Substanzen entdecken kann. Aus dem  $\text{Au}^2\text{Cl}^2$  wird das Au leicht reduziert d[urc]h  
 28  $\text{SO}^2$ ,  $\text{FeO, SO}^3$ , Ö u mehrere Metalle, namentlich gut durch Cu; es kann das Chlorid sehr  
 29 leicht f fremde Metalle geprüft werden.  
 30 Goldchlorid mit Chlornatrium =  $\text{NaCl}^2 + \text{Au}^2\text{Cl}^6 + 4\text{aq}$  Man bereitet es

<sup>925</sup> Hier wird, wie in der älteren chemischen Literatur üblich, unter Goldchlorid die „Chlorogoldsäure“ ( $\text{HAuCl}_4$ ) beschrieben. Das bekannteste Salz der Chlorogoldsäure ist das Natriumsalz, auch „Goldsalz“ genannt“, wie hier in Zeile 30 erwähnt.

<sup>926</sup> Die heutige Bezeichnung dafür ist „ätherische Öle“.

31 am besten von 4 Th Gold in Salzsäure mit so viel  $N^2O^5$  als nothwendig ist, Verdampfen  
32 zur Trockene in gelinder Wärme, Auflösen des Rückstandes in 8 Th. (Wasser) u hinzufügen  
33 von 1 Th reinem  $NaCl^2$ ; man dampft ab bis das Salz xstallisirt in 4seitigen  
34 langen Prismen von gelber Farbe. Das Salz ist luftbeständig u zerfließt bei  
35 weitem nicht so leicht als das saure Goldchlorid; leicht in (Wasser) u (wäss)rigem Weingeist  
36 löslich, durch starke Hitze wird es zersetzt, aber bei weitem nicht so leicht als das reine  
37 Chlorid. V[on]  $FeO, SO^3$  wird es reduziert; eine Prüfung f Cu läßt sich leicht vor-  
38 nehmen, entweder fällt man das Gold zuerst durch  $SO^2$  u prüft die rückständige  
39 Flüssigkeit f Cu, oder man versetzt die Lösung des G[o]l[des] t KO u leitet  $H^2S$  hindurch  
40 bis alles G[o]l[d] gelöst ist im KS  
41 Platin: Es kommt in seinen Pt erzen vor mit einer Menge andrer Metalle  
42 es wird s dem Erze immer nur f nassem Wege geschieden s der Lösung in Königs(wasser)  
43 in der Regel wird es gefällt durch Salmiak; das Chlorplatinammonium ist schwer-  
44 löslich ja unlöslich während Chlorplatinnatrium löslich ist wie das entsprechende Goldsalz;  
45  $KPtCl^2$  ist aber schwer löslich. Werden die Doppelchloridsalze geglüht; so zersetzen sie sich  
46 wie die Goldsalze, das Pt verliert das  $Cl^2$  vollständig u wie das alkalische Chlorid durch

-183-

01 starke Hitze verflüchtigt wird, so bleibt das Platin zurück. Das Chlorammoniumplatinum geht am  
02 leichtesten fort. Das Pt; weil es nicht schmilzt, bleibt als eine blau poröse Masse  
03 zurück. Dieses pulverige Platin wird unter einer sehr starken Presse in Blech  
04 verwandelt; denn das Pt läßt sich in großen Mengen nicht schmelzen, aber so stark er-  
05 hitzen, daß es zusammenschmilzt wie Fe; diese beyden Metalle zeigen nun das Zu-  
06 sammenschweißen in einem merklichen Grade. ~~Aber dies~~ Wenn die Auflsg des Pl.  
07 Iridium enthält, so wird das Pt d[urch]h Salmiak nicht gelb, sondern rothgelb gefärbt,  
08 denn das Iridium wird aber so wie das Pt gefällt aber t dunkelrother Farbe.  
09 Das Pt bildet ein Oxydul u Oxyd die wir auch nur aus den entsprechenden Cl ver=  
10 bindungen darstellen.  
11 Platinchlorür =  $PtCl^2$  bildet sich s dem Chlorid u das Platinchlorid  
12 =  $PtCl^4$  wird durch Aflösg [des] Pt sehr leicht dargestellt, wenn man Pt entweder  
13 in einer Retorde oder Digerirflasche t  $H^2Cl^2$  übergießt u uhngefähr die Hälfte  
14  $N^2O^5$  zufügt. Es löst sich im Allgem. langsam f u die übergehende Säure  
15 kann man wieder verwenden. Wird die Lösung sehr dunkel, so thut man besser  
16 sie abzugießen u frische Sre darauf; die Hitze darf 110o nicht übersteigen.  
17 Die Lösung ist besonders dunkel wenn das Pt Iridium enthält, man muß die  
18 Lösung in einer Schaafe abdampfen um überschüssige Sre wegzutreiben; ist der  
19 Rückstand trocken, so löst man ihn in 10 Th. (Wasser) auf, u in diesem Zustande wird  
20 nun die Pt lösung am besten verwendet. Das  $PtCl^4$  verhält sich gegen die  
21 Reagentien wie eine Oxydlösung, durch die Alkalien kann das Pt oxyd nicht dar[au]s  
22 niedergeschlagen werden weil sich Doppelsalze bilden[,] nur durch conc. Lauge u beim Sieden  
23 scheidet sich Pt oxyd ab  
24 Antimon =  $Sb^2 = 1aeq = 160,3524$  In der Natur findet sich nur 1 einziges  
25 Sb erz, s welchem wir das Sb darstellen, Schwefelantimon. Das S antimon wird ent-  
26 schwefelt indem man es t F[e] schmilzt, es entsteht FeS u der Regulus<sup>927</sup> setzt sich ab,  
27 aber das Sb als ein ele - [elektronegatives] Metall nimmt auch Fe wieder auf, es entsteht Sb,Fe. u wenn  
28 wie gewöhnlich das  $Sb^2S^3$  andere Metalle enthält, namentlich Cu, Pb, As<sup>2</sup>, so bleiben  
29 diese ebenfalls beim Sb, glühet man das  $Sb^2S^3$  t Alkalien; so entsteht SK u  
30 Antimonoxyd, aber ein Th. des Sb wird reduziert bei einem gew. Verhältnisse  
31 des Alkali u fügt man noch Kohle hinzu, so wird mehr Sb reduziert, aber 1 Th.  
32 desselben bleibt immer als  $Sb^2S^3$  zu 1 Doppelsulfid verbunden; auf diese Weise  
33 reduziert man nun im Großen das Sb; die vielen Angaben es darzustellen sind  
34 nur Modifikationen, vorzüglich darauf gerichtet das As<sup>2</sup> abzuscheiden. Man  
35 kann es nicht ganz daraus entfernen, wenigstens nicht im Großen. In den Fabriken

<sup>927</sup> Es handelt sich um einen anderen Namen für Antimon und wurde auch „Regulus (kleiner König) Antimonii“, „Spießglaskönig“ oder „Spiesglanzkönig“ genannt, vgl. H. LÜSCHEN (1968), 175.

36 schmilzt man 1 Th. Fe t 2 Th.  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  indem man das Fe erst rothglüht u das[dann] das  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  zusetzt;  
 37 man wirft f die Masse 1/2 Th Salpeter um das Fe welches t dem Sb verbunden  
 38 wurde während des Glühens zum Theil wenigstens wieder zu oxydiren. Dieser  
 39 Regulus ist aber immer Fe haltig; man muß diesen Regulus noch 1mal um-  
 40 schmelzen t Salpeter oder Weinstein; eine andre Art ist 42 Th Fe, 100 Th  $\text{Sb}^2\text{S}^3$   
 41 10 Th.  $\text{NaO}, \text{SO}^3$ , 21/2 Th Kohle, man soll 60 Th Regul. antim. mart.<sup>928</sup> erhalten;  
 42 nach Bert[?]<sup>929</sup> hier 100  $\text{Sb}^2\text{S}^3$ , 60 Eisenhammerschlag 45 gew. Pottasche, 10 Kohle, die  
 43 Masse schäumt vom CO stark auf, man erhält 69 Th. Regulus, ehemals reduzierte  
 44 man auch t anderen Metallen das Sb u erhielt die dann als offizinellen Reguli, so der Reg.  
 45 Ienia[?], Saturnia-, emerany[?], Ce[a]naris.<sup>930</sup>, eigentlich Legierungen des Sb mit

-184-

01 anderen Metallen außer denen die t den natürlichen schon vorhanden sind. Wenn  
 02 der käufliche Regulus, welcher  $\text{As}^2$ , Fe, Cu, Pb u S noch enthält mit 1/16 Schwefel Sb  
 03 u dann 3mal hintereinander t 2 Th 11/2 Th. u 1 Th. trockenes  $\text{NaO} + \text{CO}^2$  gegen 16 Th. Regulus  
 04 geschmolzen wird, jedesmal 1 Stunde lang, so soll man nach Liebig den Regulus von  
 05 dem As, u von dem S aber nicht von den übrigen Metallen rein erhalten.

06 Der sogenannte Regulules hingegen wurde dargestellt indem man Ciniis antimon<sup>931</sup>  
 07 mit der Hälfte gepulverten Weinstein oder Kohle u Pottasche schwach glühte; die Schlacke  
 08 wurde früher t (Wasser) sgekocht u man mußte also erhalten Kermes. Die rück-  
 09 ständige Lauge wurde t wenig Salzsäure versetzt wodurch man Sulph. aur. cinis  
 10 praecipitat<sup>932</sup> u durch mehr Zusatz v Sre, oder Sulph. aur. cert.[?]<sup>50</sup> erhielt. In diesen  
 11 Regul. ist wohl weniger Fe, aber die fremden Metalle sind auch drin u zugleich  
 12 etwas Antimonkalium u  $\text{Sb}^2\text{S}^3$ . Wenn man dieses Regulus t Salpeter schmilzt  
 13 als Antimonoxyd, so reinigt man ihn wohl etwas, aber er wird niemals ganz rein,  
 14 ebensowenig, als wenn man das Regulus t  $\text{KO} + \text{CO}^2$  glüht.

**Formel 122**

15 Eine 3te Art, geröstetes  $\text{Sb}^2$  zu reinigen ist die Reduktion des Sb s seinen Oxyden;  
 16 man hat vorgeschlagen Pulv. Algerothi anzuwenden u t C u  $\text{KO} + \text{CO}^2$  zu glühen  
 17 aber das Pulv. Algerothi läßt sich ungern schwierig rein darstellen. Wenn man  
 18 Antim diaphorat. verwendet; so kommt das Regulus allerdings billiger, aber er  
 19 wird nicht rein. Nach Wöhler soll man ihn vom  $\text{As}^2$  frei bekommen; aber nicht vom  
 20 Fe, Cu, Pb u K; wenn man 10 Th. käufliches  $\text{Sb}^2$  t 12 Salpeter u 15  $\text{NaO}, \text{CO}^2$  schmilzt  
 21 u dadurch antim. srs  $\text{NaO}$  bildet; nach gutem waschen dieses t schwarzem Ruß re-  
 22 duziert. Wenn man das gewöhnliche  $\text{Sb}^2$  diaphoratat zur Reaction verwendet so wird  
 23 das  $\text{Sb}^2$  nicht  $\text{As}^2$  frei; weil in dem  $\text{Sb}^2$  diaphorat auch  $\text{As}^2$ , Pb u 1 wenig Fe enthalten  
 24 sind.

25 Das  $\text{Sb}^2$  besitzt ein blättriges, auch zuweilen strahliges Gefüge, sein eigentlich xstallisches  
 26 wird f 1 Rhombäeder reduziert; ein Fe haltiges ist feinkörnig u nicht großblättrig  
 27 xstallisirt; s seinen (wasser)haltigen Lösungen niedergeschlagen sieht das  $\text{Sb}^2$  immer schwarz s u  
 28 nicht metallisch glänzend; das gewöhnliche zeigt meist Ericakraut ähnliche Figuren  
 29 die man sonst dem  $\text{As}^2$  Gehalt beimaß, zuweilen sind die Strahlen sehr merklich  
 30 u gerade solches Regulus stellata<sup>933</sup> galt früher für ein vorzügliches  $\text{Sb}^2$ ; enthält  
 31  $\text{Sb}^2$  viel Fe u fremde Metalle, so fehlt die Zeichnung, er besitzt eine Sn weiße Farbe  
 32 u behält diese auch an trockener Luft unverändert; enthält er aber Fe oder S oder auch  
 33 K in Menge, so ~~war~~ ist die Farbe grau u der starke Metallglanz verschwindet sehr  
 34 bald u es wird das Metall grau bis schwarz oberflächlich, spec. Gew. des reinen 6,702  
 35 nach Brirron<sup>934</sup>, es ist sgezeichnet spröde u läßt sich leicht pulvern; bei einem starken

<sup>928</sup> Regulus antimonii martialis entspricht dem gediegenen Spießglanz, der unter Eisenzusatz bereitet wurde; vgl. dazu W. SCHNEIDER (1968), Bd 3, 88.

<sup>929</sup> Wahrscheinlich bezieht sich Wackenroder hier auf Jöns Jacob Berzelius (1779–1848).

<sup>930</sup> Namen von verschiedenen Antimon-Legierungen, die durch das zur Reduktion verwendete Metall definiert wurden.  
<sup>931</sup> Spießglanzasche

<sup>932</sup> Verschiedene Varianten von Goldschwefel ( $\text{Sb}_2\text{S}_3$ ), die durch unterschiedliche Verfahren erhalten wurden, der erste aus der Spießglanzasche; vgl. W. SCHNEIDER (1968), Bd 3, 158.

<sup>933</sup> sternförmiger Regulus

<sup>934</sup> Wahrscheinlich handelt es sich um Louis Alexander Brisson (1817–1908), dem französischen Chemiker und Theolo-

36 Gehalt v Fe ist das Metall viel härter, es schmilzt schon bei 432<sup>o</sup>, bei einer  
 37 schwachen Rothglühhitze also; in starker Weißglühhitze verflüchtigt es sich u läßt sich  
 38 überdestilliren. An der Luft erhitzt verbrennt es sehr leicht u giebt einen sehr starken  
 39 weißen aber geruchlosen Dampf; das Fe haltige schmilzt weit schwerer, vor dem Löthrohr f  
 40 der Kohle stark erhitzt glüht das Sb<sup>2</sup> lange fort, je reiner das Sb<sup>2</sup> desto länger dampft  
 41 es; es erstarrt t weißer Oberfläche u bedeckt sich bei ganz ruhigem Erkalten t  
 42 einem Salzkruete v glasglänzenden Prismen, 1 A[n]timonoxyd. Das gewöhnliche Sb<sup>2</sup> riecht  
 43 dabei immer stark nach As<sup>2</sup>; wirft man die glühende Kugel f den Boden u so zerfetzt[?] sie  
 44 u hinterläßt reinstes Antimonoxyd; je reiner v Fe, Cu u Pb das Sb<sup>2</sup> ist[,] desto leichter  
 45 verbrennt es; zuweilen bemerkt man 1 ziemlich starken Geruch nach SO<sup>2</sup>; das Sb<sup>2</sup>  
 46 wird vom (Wasser) nicht angegriffen, wohl aber wenn das Sb<sup>2</sup> K enthält; das (Wasser) wird alkalisch,  
 47 Salzsäure damit gekocht lößt das Sb<sup>2</sup> nicht auf, aber ein Fe haltiges, K haltiges, As haltiges  
 48 oder S haltiges Sb<sup>2</sup> wird etwas angegriffen u fgelöst; N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> oxydirt das Sb sehr leicht;  
 49 u feingepulvertes Sb<sup>2</sup> wirkt heftig zersetzend f conc. N<sup>2</sup>O<sup>5</sup>; ist die Sre verdünnt u die

-185-

01 Wirkung dadurch vermindert so entsteht s dem Sb<sup>2</sup> Oxyd; ist die Zersetzung heftig  
 02 so entsteht Sb<sup>2</sup>O<sup>5</sup> oder viel mehr Sb<sup>2</sup>O<sup>4</sup>; wird mit dem Kochen der conc. N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> fortge-  
 03 fahren, so verwandelt sich Alles Oxyd in Sb<sup>2</sup>O<sup>4</sup> u es entsteht auch Sb<sup>2</sup>O<sup>5</sup>. Von Königs(wasser) **Formel 123**  
 04 wird das Sb<sup>2</sup> fgelöst t größter Leichtigkeit entsteht Sb<sup>2</sup>Cl<sup>6</sup>[<sup>8</sup>] aber auch noch etwas  
 05 Sb<sup>2</sup> superchlorid; wenn man die Menge des N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> ungleich verringert, so ist die  
 06 Menge des Superchlorides auch geringer, vermehrt man sie, so verändert sich zuletzt **Formel 124**  
 07 alles Chlorid in Antimonsuperchlorid: Sb<sup>2</sup>Cl<sup>8</sup>. Von der SO<sup>3</sup> wird das Sb<sup>2</sup> nur  
 08 wenig oxydirt, SO<sup>2</sup> entweicht. Mit Id, Br<sup>2</sup> ~~u~~ Cl<sup>2</sup> verbindet es sich sehr leicht  
 09 ist ein Ueberschuß von den Halogenen vorhanden so entstehen sehr leicht die höheren Ver= bindungen.  
 10 S verbindet sich beim Schmelzen damit sehr leicht, aber es wird nur das Sb<sup>2</sup> sulfid ge-  
 11 bildet indem durch die Hitze die übrigen Atome des S verflüchtigt werden. [Mi]t C ver-  
 12 bindet sich das Sb<sup>2</sup> nicht, aber t H. Das Sb<sup>2</sup> schmilzt mit anderen Metallen sehr leicht  
 13 zusammen u nannte es früher den Lapis<sup>935</sup>; mit Pb u Wi giebt es sehr leicht flüssige  
 14 ~<sup>936</sup> u denn noch sehr harte Legierungen. Diese Legierungen in welchen das Sb<sup>2</sup> immer den el.  
 15 - Bestandtheil [au]smacht sind sehr im Gebrauch anstatt der Holzschnitte die man in  
 16 Gyps abdruckt u in diese Gypsmatrize gießt man die Sb<sup>2</sup> legierung, wahrscheinlich  
 17 wegen der leicht xstallinischen [Struktur] drucken sich die feinsten Züge ab. Durch Glühen t Salpeter  
 18 oxydirt sich das Sb<sup>2</sup> sehr leicht immer zu Sb<sup>2</sup>O<sup>5</sup> u liefert KO,Sb<sup>2</sup>O<sup>5</sup> gerade wie das As<sup>2</sup>  
 19 Prüfung: man prüft es vor dem L f K. durch Erhitzen, es muß sehr leicht schmelzen,  
 20 stark dampfen u beim Erkalten wieder eine weiße Metallkugel geben, es  
 21 umlagert sich t einem Netzwerk v Sb<sup>2</sup>O<sup>3</sup>. Die Dämpfe des Oxydes röthen meißt  
 22 arsenikalisch auch wohl etwas SO<sup>2</sup> [??]; mit mäßig starker N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> digerirt [und mit] (Wasser) ver-  
 23 dünnt giebt die Lösung Eisen, Cu, Pb zu erkennen, gewöhnlich findet man oft  
 24 etwas SO<sup>3</sup>; H<sup>2</sup>S durch die Flüssigkt geleitet bekommt man etwas As<sup>2</sup>S<sup>3</sup> t etwas  
 25 Sb<sup>2</sup>S<sup>3</sup>[,] weil sich mit Hilfe des SO<sup>3</sup> u As<sup>2</sup>O<sup>3</sup> Sb<sup>2</sup>O<sup>3</sup> flößt, wenn man den Ndrschlg  
 26 t N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> oxydirt, so läßt sich darin gut nachweisen das As namentlich mit Soda vor  
 27 dem L[öthrohr]., man findet gewöhnlich As; verpufft man das Metall t Salpeter, digerirt  
 28 t SO<sup>3</sup> die zurückgebliebene Masse, so bleibt dennoch in der Sb<sup>2</sup>O<sup>3</sup> etwas As<sup>2</sup> zurück;  
 29 und es lößt etwas Sb<sup>2</sup> in der SO<sup>3</sup> auf. Es ist schwierig das As in kl. Mengen in dem Sb<sup>2</sup>  
 30 chemisch nachzuweisen.  
 31 Oxyde Das Sb bildet 3 Oxyde von denen das Eine eine Salzbasis ist, eine  
 32 schwache, die anderen beyden sind Säuren von denen die eine nicht braucht an-  
 33 genommen zu werden, indem man sie nieder u höher teinander vereinigt sich denkt.  
 34 Sb<sup>2</sup>O<sup>3</sup>, Sb<sup>2</sup>O<sup>4</sup>, S[b]<sup>2</sup>O<sup>5</sup>; ihnen entsprechen Chlorid, Chlorür u Superchlorid, super  
 35 so wie Sulfid, Sulfür u Supersulfid. Die Oxyde gehen in einander über;

gen, vgl. G. BUGGE (1929), 311, 312 und 388. L. GMELIN (1844), Bd 2, 746 zitiert ihn mit dem gleichen spezifischen Gewicht.

<sup>935</sup> Lapis (lat.) = kahler Fels oder Stein, z. B. in Verbindung mit Arsen als „Lapis de tribes“ bekannt, vgl. J. v. LIEBIG (1843), Bd 1, 471

<sup>936</sup> Zeichen für Metall

36 durch Afnehmen oder Wegnehmen von O; sie verbinden sich t den Alkalien zu  
 37 Salzen sowie die 3 Chloride u Sulfide mit anderen Haloidsalze sich vereinigen.  
 38 Die Chloride u Sulfide nehmen ebenfalls leicht nochmals Cl oder S auf; die Oxyde  
 39 verbinden sich t den Haloid[?]salzen zu basischen Salzen Oxychloriden u Oxyßulfiden.  
 40 Antimonoxyd=  $\text{Sb}^2\text{O}^3$ , es entsteht sehr leicht durch Erhitzen des  $\text{Sb}^2$  an der  
 41 Luft als auch das  $\text{Sb}^2\text{S}^3$ ; u durch mäßige Einwirkung von  $\text{N}^2\text{O}^5$  f  $\text{Sb}^2$  oder  $\text{Sb}^2\text{S}^3$ ,  
 42 oder durch eine Desoxydation der Säuren; es ist aber schwierig eine Einmischung  
 43 der Sren ganz abzuhalten. Man stellt es dar wenn man  $\text{Sb}^2\text{Cl}^2$  t (Wasser) ver-  
 44 mischt, durch das (Wasser) zersetzt sich das Chlorid zu einem Oxychlorid das Pulv. alarothi<sup>937</sup>  
 45 ist ein solches, wird di[e]s t (Wasser) u kohlsrs Alkali vermischt, so verwandelt es sich in  
 46 Oxyd, es bleibt aber leicht KO haltig; wenn man  $\text{Sb}^2\text{O}^3$  mit gerade [au]sreichend

-186-

01  $\text{Sb}^2$  glüht, so bekommt man  $\text{Sb}^2\text{O}^3$  oder Vit. antimon.<sup>938</sup>; allein diese Bereitungsart ist  
 02 pracktisch unbrauchbar, zu theuer; von den mancherlei Vorschriften bleiben nur 2 bis  
 03 3 übrig, welche pracktisch brauchbar sind.  
 04 Cinis antimonii<sup>939</sup> dh 1 Gemenge von  $\text{Sb}^2\text{O}^3$ ,  $\text{Sb}^2\text{O}^4$  u  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  wird geschmolzen  
 05 es bleibt  $\text{Sb}^2\text{O}^3$  zurück als Vit. antim. ein durchsichtiges röthlich gelbes Glas, ohne das  
 06  $\text{SO}^2$  fortgeht; wenn ein Ueberschuß v  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  vorhanden war, so wird das Vit. antim metall.  
 07 glänzend u undurchsichtig; das Vit. antim. wird aber vorzüglich nur in eige[ne]n Hütten  
 08 bereitet, weil das Stossen des  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  höchst beschwerlich u langweilig ist. Das Vit. antim.  
 09 von einer rothen Farbe lößt sich in conc. Salzsre völlig f u entwickelt wenig oder  
 10 gar keinen  $\text{H}^2\text{S}$ , ein gallertartiger Rückstand könnte  $\text{SiO}^3$  sein, in 1 Gl[a]srohr  
 11 schmilzt es zu einer dunkelrothen Flüssigkt, im gepulverten Zustand lößt es sich sehr  
 12 leicht f im Weinstein u liefert Brechweinstein<sup>940</sup>.  
 13 Man kann wenn auch nicht so streng rein darstellen nach Heinrich<sup>941</sup>: 60 gr  $\text{Sb}^2$  u 135 Grmm  
 14 Salpeter werden gemengt u in einen fast glühenden Schmelztiegel portionsweise ein[-]  
 15 getragen, glüht dann noch 10 Min. ziemlich stark roth, ehe die Masse ganz erkaltet[,]  
 16 wird sie heraus genommen u in einer Schaale t (Wasser) gewaschen; man fügt nun ver-  
 17 dünnte  $\text{SO}^3$  zu u erwärmt, entweichen keine  $\text{N}^2\text{O}^3$  dämpfe mehr u reagirt die Flüssigkt  
 18 sehr sauer, so ist alle  $\text{Sb}^2\text{O}^5$  gefällt; man gießt f den weißen dicken Ndrschlag  
 19 mehrmals frisches (Wasser) u wäscht ihn aus; er wiegt gewöhnlich 100 Gram. Wenn man nun  
 20 dieses  $\text{Sb}^2\text{O}^5$  hydrat t 23,3 Th.  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  vermischt, in einem geräumigen Tiegel erhitzt  
 21 zuletzt ziemlich stark u so lange bis die Masse wie Oel fließt, die sich in einem eisern  
 22 Mörser leicht sgießen läßt, so erhält man 1 leicht gelbbraunes #  $\text{Sb}^2\text{O}^3$  welches gepulvert  
 23 mit größter Leichtigkt [sich] in Weinstein flößt; wobei denn nun gewöhnlich nur 1 kl.  
 24 Rückstand von rothbraunem  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  bleibt; zuweilen ist dieses Vit. sehr durchscheinend.  
 25  $9(\text{Sb}^2\text{O}^5) + (\pi \text{ KO}) 2\text{Sb}^2\text{S}^3$  geben 11  $\text{Sb}^2\text{O}^3$  u 6  $\text{SO}^2$ <sup>942</sup>; man muß den Tiegel  
 26 gut bedecken; damit das Oxyd sich nicht verflüchtigt u  $\text{Sb}^2\text{O}^4$  nicht entsteht - verbrennt; nicht zu schnell  
 27 erhitzen, u auch nicht länger als es nöthig, weil das Oxyd sich verflüchtigt; aber man  
 28 muß auch rothglühen, sonst ist die Reducktion nicht vollständig.  
 29 Wenn man 40 Grmm  $\text{Sb}^2$  sehr fein reibt so fein als möglich u diese nun ein-  
 30 trägt portionsweise in eine Schaale worin sich 80 Grmm conc.  $\text{N}^2\text{O}^5$  u 320 (Wasser) befinden, nun  
 31 unter beständigem Kochen u jeweiliger Ersetzung des (Wassers) u Umrühren, so lange einige  
 32 Stunden erhitzt, bis das  $\text{Sb}^2$  eine grauweiße Farbe angenommen hat, so entsteht blos  
 33 Oxyd; das Erhitzen kann nur im Freien vorgenommen werden, wegen den  $\text{N}^2\text{O}^3$  Dämpfen.  
 34 Ist das  $\text{Sb}^2$  nicht fein gepulvert, so wird es nicht recht angegriffen u das Oxyd geht leicht  
 35 in  $\text{Sb}^2\text{O}^4$  über, das Präparat kann als dann ganz schlecht werden. Zuletzt dampft man bis

**Formel 125**

<sup>937</sup> Pulver aus Antimon, Chlor und Sauerstoff, das nach dem italienischen Arzt Algarotto (Ende 16. Jh.), der auch Algarotus genannt wurde. Es handelt sich um ein um 1600 eingeführtes Brechmittel, vgl. H. SCHELENZ (1962), 390.

<sup>938</sup> „Vitrum Antimonii“ auch Spießglangglas (Antimon-(III)-oxid) genannt, teils mit  $\text{Sb}_2\text{S}_3$  vermischt, „Vitrum“ (lat.) = Glas, vgl. dazu W. SCHNEIDER (1972), 126.

<sup>939</sup> Antimonasche, Cinis (lat.) = Asche wurde speziell zum Blankputzen von Gefäßen eingesetzt.

<sup>940</sup> Tatarus emiticus ist das Kaliumsalz der Aquoantimonweinsäure  $\text{K}_2[\text{Sb}_2(\text{C}_4\text{H}_2\text{O}_6)_2(\text{H}_2\text{O})_2] \times \text{H}_2\text{O}$ .

<sup>941</sup> Gemeint war von Säger hier Wackenroder.

<sup>942</sup> Erste stöchiometrische Formel in diesem Text, das pi-ähnliche Zeichen könnte „Tartrat“ bedeuten.



36 fast zur Trockenheit ab, wäscht nun das Oxyd mit (Wasser) vollkommen s, u zuletzt fügt  
37 man dem (Wasser) 1 wenig  $\text{KO}, \text{CO}^2$  zu um die  $\text{N}^2\text{O}^5$  zu entfernen. Cu, Pb, Fe u fast alles  
38  $\text{As}^2$  werden f diese Weise entfernt. Absolut frei von As wird das Oxyd aber nicht;  
39 wenn das Präparat gut gelungen ist so schmilzt es vollkommen in 1es[m] Glasrohr, sieht wollig  
40 grau s, u führt deshalb den Namen; es lößt sich sehr leicht in Weinstein auf u ist wenig  
41 oder gar nicht Fe haltig.  
42 Nach einer engl. Vorschrift die die sächsische Pharm. fgenommen hat, werden 60 Gramm  
43 engl.  $\text{SO}^3$  t 600 Grmm (Wasser) vermischt u erhitzt; man fügt hinein allmählig ein Gemenge  
44 v 60 Grmm feingepulverter  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  u 60 Gr Salpeter [zu]; u verdampft das Gemisch unter stetem  
45 Kochen bis zur Trockenheit, u namentlich im Freien; die Zersetzung erfolgt wie folgt

-187-

01  $\text{Sb}^2\text{S}^3\text{KO} + \text{N}^2\text{O}^5 + \text{SO}^3 + 7[\text{B}]_{\text{aq}} = \text{Sb}^2\text{O}^3, \text{SO}^3 + \text{KO} = \text{N}^2\text{O}^2 + \text{SO}^3$  man wa[ä]scht die Masse  
02 mehrere mal t (Wasser) s u zuletzt mit  $\text{KO} + \text{CO}^2$ ; es wird also f diese Weise Alles Solv<sup>943</sup>  
03 daraus entfernt, namentlich Fe Cu; aber Pb u eine kl. Menge v  $\text{As}^2$  bleibt oft zurück  
04 man erhält gewöhnlich 80 Gr gutes Oxyd, welches in der Glasröhre schmilzt u sich im  
05 Weinstein sehr leicht lößt, der Brechweinstein ist sehr rein v Fe aber 1 kl. Menge von  
06  $\text{SO}^3$  bleibt doch sehr leicht drin.  
07 Das  $\text{Sb}^2\text{O}^3$  ist ein schmutzig weißes Pulver, es ist aber oftmals t etwas  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  oder met.  
08  $\text{Sb}^2$  verunreinigt ist dann braun gefärbt oder grau; in ganz kl. Mengen erhält man  
09 es xstallisirt, wenn das Sb vor dem L. oxydirt wird; auch manchmal an den Deckeln der  
10 Tiegel; es xstallisirt in großen rhombischen Prismen, gewöhnlich aber auch dimorph  
11 in regulären Octaädern; also gerade wie bei  $\text{As}^2\text{O}^3$ , deren gewöhnliche Form  
12 das reguläre Octaäder ist; also umgekehrt. Beim Erhitzen schmilzt das Oxyd sehr leicht  
13 vollkommen wie ein Oel, u erstarrt zu einem durchsichtigen amorphen Glase; das  
14 gew. Oxyd bildet meißt nur 1 mäßigen Fluß wegen  $\text{Sb}^2\text{O}^4$  Gehalt; wenn es in dem  
15 Glasrohr stark erhitzt wird verflüchtigt es sich, das Glas wird aber dabei angegriffen  
16 u verbindet sich t dem Oxyd, lange Zeit erhitzt verwandelt es sich in  $\text{Sb}^2\text{O}^4$ ; vom (Wasser)  
17 wird es nicht fgelöst, aber Salze lösen sich f die beigemischt sind; in  $\text{N}^2\text{O}^5$  lößt  
18 es sich nicht auf, oxydirt t sich oft höher u geht in  $\text{Sb}^2\text{O}^4$  über, von  $\text{SO}^3$  wird es nur  
19 wenig fgelöst, dagegen aber von  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  leicht u vollständig; beigemischtes  $\text{Sb}^2$   
20 scheidet sich dabei ab, auch beigemischtes  $\text{Sb}^2\text{O}^4$  lößt sich erst beim Kochen f; sehr leicht  
21 u vollständig wird es vom Tr fgenommen u sauren weinsauren Salzen, sowie  
22 auch von den übrigen organ. Säuren. V. der L.f der K. entwickelt das gewöhnliche Oxyd  
23 meißt einen Geruch nach  $\text{As}^2$ , das  $\text{Sb}^2\text{Cl}^2$ <sup>944</sup> verhält sich wie ein  $\text{Sb}^2\text{O}^3$  salz, vom (Wasser)  
24 wird es größtentheils zersetzt, indem 1 Oxychlorid entsteht u 1 sehr saures Chlorid  
25 bleibt gelöst. Diese Zersetzung findet nicht statt, wenn man  $\text{NaCl}^2$  [oder] K chlorid zu-  
26 fügt.  
27 Antimonige Säure =  $\text{Sb}^2\text{O}^4$  die man auch als  $\text{Sb}^2$  saures  $\text{Sb}^2\text{O}^3$  betrachten  
28 kann, sie bildet sich durch eine höher Oxydation des Oxydes, an der Luft, oder durch  $\text{N}^2\text{O}^5$   
29 oder rasch durch sehr heftiges Glühen des  $\text{Sb}^2\text{O}^5$ . die  $\text{Sb}^2\text{O}^4$  findet sich auch manchmal  
30 in den Tiegeln angefliegen[?] bei der Verpuffung von  $\text{Sb}^2$  t Salpeter[:]; sie ist in  
31 reinem Zustand 1 weißes Pulver, in der Hitze gelb, aber sie schmilzt gar nicht  
32 ist feuerbeständig reduzirt sich v. d. L. nur langsam u schwierig; in (Wasser) unlöslich  
33 nicht sauer reagirend; in  $\text{N}^2\text{O}^5$  u in  $\text{SO}^3$  f nicht flöslich, aber von conc. Salzsre  
34 beim Kochen wird sie fgenommen u bildet  $\text{Sb}^2\text{Cl}^8$  (superchlorür) vom Weinstein  
35 wird sie etwas fgelöst u giebt 1 Brechweinstein welcher nicht xstallisirt, sondern  
36 schmerig<sup>944</sup> bleibt. Von  $\text{KO} + \text{aq}$  wird sie nicht leicht fgelöst, darum giebt  
37 auch das  $\text{Sb}^2$  in Königs(wasser) fgelöst t überschüssigem KO versetzt keine klare  
38 Flüssigkt, indessen beim Erhitzen t KO bilden die  $\text{Sb}^2\text{O}^4, \text{Sb}^2\text{O}^4, \text{KO}$ , welches aber s der  
39 Luft schnell O fnimmt u in  $\text{Sb}^2\text{O}^4 + \text{KO}$  übergeht.  
40 Antimonsäure =  $\text{Sb}^2\text{O}^5$  Wenn man  $\text{Sb}^2$  oder  $\text{Sb}^2\text{O}^3$  t conc.  $\text{N}^2\text{O}^5$  kocht  
41 längere Zeit, oder  $\text{Sb}^2\text{Cl}^6$  t  $\text{N}^2\text{O}^5$  destillirt, so hinterbleibt die  $\text{Sb}^2\text{O}^5$ ; man

943 Gemeint ist hier „alles Lösliche“

944 schmutzig (Dialekt)

42 nannte sie ehemals Bezoardicum minerale<sup>945</sup>. Wird ferner  $\text{Sb}^2\text{O}^5$  t hinlänglichem  
 43 Salpeter gegläut, so entsteht  $\text{Sb}^2\text{O}^5 + \text{KO}$  s Ueberschüssigem KO, erhitzt man nicht

-188-

01 genug so bleibt etwas  $\text{Sb}^2\text{O}^5$  beigemengt, das  $\text{Sb}^2\text{O}^5 + \text{aq}$  fällt nieder wenn man  
 02 das  $\text{Sb}^2\text{O}^5 + \text{KO}$  t  $\text{SO}^3$  oder  $\text{N}^2\text{O}^5$  zerlegt; es ist (wasser)haltig u weiß, aber erhitzt  
 03 verliert es das (Wasser) u wird citronengelb, diese Sre reagirt als dann nicht mehr f  
 04 Lackmus, was das Hydrat thut. Von  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  u Tr wird die  $\text{Sb}^2\text{O}^5$  als Hydrat nur  
 05 wenig fgelöst, Alkalien lösen sie aber leicht auf; diese Lösungen reagiren  
 06 immer alkalisch wie die  $\text{SiO}^3$  sren Alkalien. Im möglich metall. Zustande ist  
 07 die Reaction etwas gering. Man bereitet das  
 08  $\text{Sb}^2\text{O}^5 + \text{KO}$  wenn man 50 gramm Antim. diaphoret. ablut.<sup>946</sup> u 20,5 Sal tartar.<sup>947</sup>  
 09 miteinander stark glüht, 1/2 Std die Masse wird blos weich, sie wirkt[wird] nach  
 10 dem Erkalten zerstückelt u in Gläsern fbewahrt. 1 Th. der Masse t 40 Th (Wasser)  
 11 digerirt giebt eine nur sehr schwache alkalisch reagirende Flüssigkt, die von der  
 12 Luft nicht leicht zersetzt wird, während 1 Th des  $\text{Sb}^2\text{O}^5$  ungelöst bleibt. Man  
 13 kann auch noch franz.  $\text{Sb}^2\text{O}^5$  t KO schmelzen, aber das Salz ist basisch u nicht so gut  
 14 als Reagenz brauchbar. Die sgezeichnete Eigenschaft ist daß das neutr  $\text{Sb}^2\text{O}^5, \text{KO}$   
 15 mit neutrlen NaO salzen einen xstallinischen Ndrschlg giebt, oder bei längerem  
 16 Stehen schön sgebildete Xstalle von schiefen rhomb. Prismen; es scheint  
 17 aber als wenn diese Ndrschläge Doppelsalze sind, sie scheinen immer von der  
 18 Sre des NaO salzes etwas zu enthalten. A[u]s dem  $\text{Sb}^2\text{O}^5 + \text{KO}$  wird durch Sre  
 19 die  $\text{Sb}^2\text{O}^5$  niedergeschlagen, diese ist  $\text{Sb}^2\text{O}^5 + \text{aq}$ . Das Antim. diaphoret. welches  
 20 aber sehr leicht etwas KO zurück hält.

mit neutral.Natursalz

21 Antimon. diaphoretic. non ablut. Früher wurden 4 Th  $\text{Sb}^2\text{S}[\text{O}]^3$  t 10 Th Salpeter  
 22 gemengt u das Gemenge in 1 eisern Mörser angezündet, aber diese Operation  
 23 ist gefährlich; aber zweckmäßig in 1 bedeckten Schmelztiegel den man  
 24 wenig erwärmt das Gemenge löffelfeise verpufft, in dem man den Tiegel  
 25 jedesmal zudeckt, hierauf glüht man noch die verpuffte Masse ziemlich roth. 10Min.  
 26 Die Masse wird vor dem Erkalten herausgenommen u wie ehemals als Antim.  
 27 diaphoret. ~~abl~~ non ablat. gebraucht. In diesem Präparat sind enthalten  
 28  $\text{KO}, \text{Sb}^2\text{O}^5$ , zuweilen t etwas  $\text{Sb}^2\text{O}^4 + \text{KO}$ ,  $\text{KO}, \text{SO}^3$ , überschüssigem Salpeter oder  
 29 nach starke Glühen  $\text{N}^2\text{O}^3 + \text{KO}$ ; ferner  $\text{As}^2\text{O}^5[\text{?}] + \text{KO}$ , mangensrs Kali, weshalb das ge  
 30 schmolzenes ziemlich wechselnd [au]ssieht,  $\text{Fe}^2\text{O}^3$ ,  $\text{CaO}$ . Wenn man nun die Masse t (Wasser)  
 31 slaugte so lösten sich die löslichen KO salze auf, die Lauge abgedampft mußte also  
 32  $\text{Sb}^2\text{O}^5 + \text{KO}$  t den anderen KO salzen geben, zuweilen ließ man aber die Mutterlauge  
 33 xstallisiren,[damit] das  $\text{KO}, \text{SO}^3$  sxstallisirt hauptsächlich. Das Cineres[?] <sup>948</sup> wieder anders nennt  
 34 man Nitr. antimonat.<sup>949</sup> auch wohl zum Unterschied xstallischen inspiratum.  
 35 Wenn man die Mutterlauge nicht abdampft sondern t  $\text{SO}^3$  versetzt, so schlägt sich  
 36  $\text{Sb}^2\text{O}^5$  hydrat [nieder], man nannte sie Materia perlata Konkringii<sup>950</sup>; wurde das Ant.  
 37 diaphoret. non ablat geradezu mit verd.  $\text{SO}^3$  digerirt, so erhält man das Ant.  
 38 diaphoret. ablat; wegen des Fe Gehaltes meißt von gelblicher Farbe, u weil man  
 39 nicht sehr viel überschüssige Sre verwendet, so erhält man  $\text{Sb}^2\text{O}^5 + \text{KO}$  saures  
 40  $\text{Sb}^2\text{O}^5 + \text{KO}$ . Gegenwärtig nimmt man reines Regul. zur Darstellung.  
 41 Die Antimonsre bildet als dann ein kreideweißes Pulver worin sich auch nur

$\text{KO}, \text{Sb}^2\text{O}^5$  zuweilen  $\text{Sb}^2\text{O}^4 + \text{KO}$   
 $\text{KO}, \text{SO}^3, \text{NO}^5$  oder  $\text{N}^2\text{O}^3$   
 $\text{As}^2\text{O}^5 + \text{KO}$

<sup>945</sup> „Mineralischer Bezoar“ ist laut H. LÜSCHEN (1968), 189 Antimon-(III,V)-oxid ( $\text{Sb}_2\text{O}_4$ ), evtl. auch Antimon-(V)-oxid ( $\text{Sb}_2\text{O}_5$ )

<sup>946</sup> „Antimonium diaphoreticum“ oder „Schweißtreibender Spießglanzkalk“ bestehend aus Kaliumantimonat und Antimonoxid, vgl. W. SCHNEIDER (1972), 123. „Non ablutum“ bedeutet „nicht abgewaschen“, gemeint ist „nicht so rein“.

<sup>947</sup> Kaliumtartrat (undeutlich geschrieben)

<sup>948</sup> Antimonverbindungen, vielleicht Cines Antimonii

<sup>949</sup> „Nitrur antimonaticum inpassatum“ wird auch als „eingedickter Spießglanzsalpeter“ bezeichnet, vgl. J. v. LIEBIG (1843), Bd 1, 472.

<sup>950</sup> „Perlmaterie“ oder „Magisterium Antimonii diaphoreticum“ ist Antimon-(V)-oxidhydrat ( $\text{Sb}_2\text{O}_5 \times \text{H}_2\text{O}$ ), vgl. W. SCHNEIDER (1972), 149; Konkringii ist unbekannt, vielleicht handelt es sich um einen Namen in lateinischer Schreibweise.

42 wenig KO befindet.  $\text{Sb}^2\text{O}^4$  ist in der Regel auch nicht darin; vom (Wasser) wird nichts  
43 fgelöst, v. der L. reduziert sich das  $\text{Sb}^2$  nicht sehr schwer, aber beständig hat  
44 man 1 Geruch von  $\text{As}^2$  wahrzunehmen. Mit Tr digerirt löst sich kein Oxyd  
45 daraus auf, von conc.  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  wird es aber fgelöst beim Kochen zu  $\text{Sb}^2\text{Cl}^8$  ohne

-189-

01 eine Cl entwicklung; bleibt dies Superchlorid aber lange Stehen, so scheint es doch  
02 in Chlorid sich zu verwandeln, denn nun mehr giebt es t (Wasser) sogleich 1 Ndschlag.  
03 Die frische Lösung trübt sich t (Wasser) erst nach längerem Stehen. Rest v[?] KO wird beim  
04 Kochen leicht aufgelöst zu einer stark alkalischen Flüssigkt s welcher durch  
05 Sren  $\text{Sb}^2\text{O}^5 + \text{aq}$  gefällt wird.

06 Antimonchlorid.<sup>951</sup> es ist schon erwähnt daß den 3 Oxydationstufen auch 3 Chloride

**Formel 126**

07 entsprechen. Das Antim. chlorid ist aber das gewöhnlichere u offizinelle. Das  
08 ältere Präparat von  $\text{Sb}^2\text{O}^5$ ; die Antimonbutter<sup>952</sup>. 3 Th.  $\text{Sb}^2$  werden mit  
09 8 Th.  $\text{HgCl}^2$  s einer Retorde destillirt, so daß man den Hals u die Vorlage ge-  
10 lind warm hielt; die überdestillirende Flüssigkt wurde xstallinisch in der  
11 Kälte, beim Erwärmen flüssig. Ebenso wenn man  $\text{HgCl}^2$  t  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  abdestillirt,  
12 wobei Cinnab. antim.<sup>953</sup> entstand oder  $\text{AgCl}^2$  t  $\text{Sb}^2$ . Viel leichter u wohlfeil  
13 erhält man  $\text{Sb}^2\text{Cl}^6$  wenn man  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  t conc.  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  in einer Retorde fort-  
14 während kocht wozu lange Zeit gehört; es destillirt anfangs bloß Salzsäure  
15 wenig  $\text{Sb}^2\text{Cl}^2$  über; während auch eben rothes  $\text{Sb}^2\text{S}^8$  entsteht durch den entweichenden  
16  $\text{H}^2\text{S}$ ; man bekommt also saures  $\text{Sb}^2\text{Cl}^8$  in der Retorde; wenn man aber dieses  
17 weiter destillirt, so geht nur das (wasser)freie Chlorid über u xstallisirt in großer  
18 Menge s im Halse der Retorde u in der Vorlage; dieses gegenwärtige Präparat  
19 ist aber salzsaures Chlorantimon = sres  $\text{Sb}^2\text{Cl}^6$ . Die gewöhnlichste Vorschrift  
20 ist 179 ## conc. metall. ##  $\text{NaCl}^2$  ## engl.  $\text{SO}^3$  u ## (Wasser) s einer Retorde t langem

*Sb2Cl2*

21 Halse destillirt, man kann die Fugen nicht ganz luftdicht machen; zu Anfang  
22 entweichen viele Dämpfe,  $\text{H}^2\text{S}$  u  $\text{H}^2\text{Cl}^2$ ; es setzt sich f der farblosen oder sehr  
23 schwach gelblich Flüssigkt. etwas S ab, oder eine Spur  $\text{Sb}^2\text{S}^3$ ; ist die Flüssigkt  
24 [??] so kann man sie abgießen; spec. Gew. = 1,440 1,450. Sie raucht an  
25 der Luft etwas, sie muß ganz farblos sein kaum gelblich; t wenig (Wasser) versetzt  
26 giebt sie einen dunklen Ndschlag von Oxychlorid, welcher aber leicht gelblich  
27 wird, so bald noch  $\text{H}^2\text{S}$  in der Flüssigkt ist. Der Ndschlag ist erdig, aber wenn  
28 man die Flüssigkt t wenig (Wasser) verdünnt u stehen läßt, so scheidet sich das Oxychlorid in  
29 glänzenden Schuppen ab, zuweilen wird es auch xstallinisch; das Pulv. algarothi  
30 im xstallinischen Zustand ist =  $5\text{Sb}^2\text{O}^5 + \text{Sb}^2\text{Cl}^6$  aber als Oxychlorid scheint in  
31 als Mischung zu variiren, durch anhaltendes Waschen t (Wasser) oder Alkali kann man ihm  
32 zuletzt alles Chlorid entziehen, so daß bloß[s]  $\text{Sb}^2\text{O}^3$  zurück bleibt. Die Flüssigkt  
33 s welcher sich das Sb alger. abgesetzt hat ist  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  t einer kleinen Menge von  
34  $\text{Sb}^2\text{Cl}^6$  u führte sonst den Namen Spies. vitriol. philosophic. Das Pulv. algar[thi]  
35 hat man jetzt wieder zur Bereitung des Perl[?]tibes<sup>954</sup> vorgeschlagen; aber man erhält  
36 s den  $\text{Sb}^2\text{Cl}^6$  immer nur sehr wenig im Verhältnis, Pulv. algarothii  
37 oder  $\text{Sb}^2\text{Cl}^6 + \text{aq}$  muß t überschüss[iger] KO eine völlig klare Lösung geben, ein  
38 weißer Rückstand zeigt die Gegenwart v  $\text{Sb}^2\text{O}^4$ ; ein brauner Rückstand  
39 Fe [an]. Wird zu der alkalischen Flüssigkt  $\text{H}^2\text{S}$  zugesetzt, so muß sie ungefärbt bleiben  
40 weil das  $\text{Sb}^2\text{S}^3$ , KS ungefärbt sich auflöst u durch Zusatz v  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  gefällt wird.  
41 Antimonsulfid t gelbrother Farbe; ein gefärbter Ndschlag der alkalischen Flüssigkt  
42 zeigen FeS, Pb, Cu.

*Pulv algarothi xllinisch*  
*5 Sb2O3 + Sb2Cl6*

43 Antimonsulfide.

44 Wir haben denn jetzt 2 im Gebrauch, das Sulfid u Supersulfid; das  
45 Supersulfür welches dem  $\text{Sb}^2\text{O}^4$  entspricht, war sonst im Gebrauch als Sulph.ant.

<sup>951</sup> F. P. DULK (1833), Bd 2, 553 beschreibt eine andere Methode, der Name ist dort „Liquor Stibii muriatici“.

<sup>952</sup> vorwiegend Antimon-(III)-Chlorid ( $\text{SbCl}_3$ ), das auch „Butyrum antimonii“ (lat. = Antimonbutter) genannt wurde.

<sup>953</sup> „Cinnabaris Antimonii“ oder „Spießglanzzinnober“ ist Quecksilber-(II)-sulfid ( $\text{HgS}$ ), vgl. W. SCHNEIDER (1972), 123.

<sup>954</sup> undeutlich, vielleicht eine weitere Form der Perlmaterie

01 h---?--s.pracipat<sup>955</sup>.  
 02 Antimonsulfid auch Antimonsulfur pulver[?], rohes Schwefelantimon:  
 03 =  $\text{Sb}^2\text{S}^3$ ; es findet sich in der Natur als Grauspiesglanzerz, das übrige Vor-  
 04 kommen des  $\text{Sb}^2$  ist sehr selten[,] es wird blos umgeschmolzen; meist in kl.Töpfen wor[au]s -  $\text{Sb}^2\text{S}^3$   
 05 sich dann die Form des rohen  $\text{Sb}^2$  erklärt. Wenn nun das Grauspiesglanzerz ver-  
 06 unreinigt ist t  $\text{PbS}$ ,  $\text{FeS}$ ,  $\text{CuS}$ ,  $\text{As}^2\text{S}^3$ , so bleiben alle diese bei dem  $\text{Sb}^2\text{S}^3$   
 07 namentlich ist das am Harz gewonnene sehr unrein von den genannten Metallen;  
 08 aber das ungarische v Liebsau u Rosenau<sup>956</sup> ist sehr rein, daß es aber durchaus rein seie[?]  
 09 vom As wie Einige, zb Liebig behaupten ist nach Heinrich unrichtig. Man  
 10 hat auch s Zeylon  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  eingeführt, aber dieses enthält ebensogut  $\text{As}^2$  als das  
 11 ungarische. Die preuß Pharm. schreibt vor, das Ant. sulfid v  $\text{Sb}^2$  mit S zu-  
 12 bereiten; man sieht aber nicht ein, daß dadurch etwas verbessert würde, nur  
 13 wenn man ganz reines/ $\text{Sb}^2$  anwendet würde diese Darstellung vorzuziehen sein.  
 14 Diese Darstellung des  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  liefert ein in der Farbe abweichendes. Das Antimonsulfid  
 15 hydrat kann man s Brechweinstein oder s Chlorid durch  $\text{H}^2\text{S}$  fällen, oder man kocht  
 16 1 Th  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  t 4 Th. Aq, KO u 12 Th. (Wasser) verdünnt mit 50 Th (Wasser) u macht die Flüssigkt  
 17 t  $\text{SO}^3$  sauer oder man glüht nach Liebig 3 Th.  $\text{KO}, \text{CO}^2$  t 8 Th Antim. met; nach Wac  
 18 Hein.[?] wohl besser 4 1/2 Antim. u 3 1/2 Th.  $\text{KO}, \text{CO}^2$ . Die Sb leber wird t (Wasser) gekocht  
 19 u die Lauge t gereinigter  $\text{SO}^3$  angesäuert. Der Ndrschlg wird t (Wasser) gut fgelöst  
 20 u kann mit verdünnter  $\text{SO}^3$  digerirt werden um  $\text{Sb}^2\text{O}^3$  szuziehen.  
 21 Eigenschaften: Das käufliche ist eine strahlig xstallinische Masse vom Ansehen  
 22 des metallischen Grauspießglanzes dunkelbleigrau, schwarz metall.glänzend  
 23 giebt ein schwarzes Pulver, das künstliche giebt ein rothbraunes Pulver, das durch  
 24 Fällung erhaltene Hydrat ist kirschroth u giebt ein feuerrothes Pulver, verliert  
 25 bei 250 $\text{u}$  alles (Wasser), schmilzt u wird ganz schwarz u xstallinisch in der Glasröhre.  
 26 Das geschmolzene natürliche ist sehr leicht zerreiblich u giebt wenn es sehr fein ge-  
 27 pulvert worden [ist], ein glanzloses schwarzes Pulver; dieses ganz feine praeparirte  
 28 wird am besten bereitet durch durchbeuteln durch Leinwand; das gewöhnliche Vor-  
 29 schrift ist t (Wasser) zu praeparire[?], wodurch aber wahrscheinlich das Sulfid leicht oxydirt.  
 30 Das sehr feine muß ganz trocken u in gut schließenden Gefäßen fbewahrt werden. Das Oxyd  
 31 lößt sich mit kaltem (Wasser) u Tr leicht sgezogen; wenn man nicht ganz chem. reines  $\text{Sb}^2$   
 32 zur Darstellung genommen hat, so ist die gewöhnliche Verunreinigung vorhanden.  
 33 Es schmilzt sehr leicht in der Lichtflamme, kann aber erst in der Weißglühhitze verflüchtigt  
 34 werden; wird es an der Luft mäßig erhitzt, so verwandelt es sich in  $\text{SO}^2$  u  $\text{Sb}^2\text{O}^3$ ,  $\text{Sb}^2\text{O}^4$   
 35 nebst  $\text{Sb}^2\text{S}^3$ , welches unzersetzt bleibt = Cinis antimonii<sup>957</sup>. Vor dem L. f. der K.  
 36 schäumt es stark[,] giebt einen starken weißen Beschlag aber kein[en] Metallkern. Mit  
 37 Soda v. d. L.f.d.K. wird aber  $\text{Sb}^2$  reduziert; u man kann nun auch immer ziemlich  
 38 genau noch 1 Spur  $\text{As}^2$  entdecken durch den Geruch; an der Luft in feiner Zertheilung  
 39 oxydirt es sich immer etwas; u das getrocknete Hydrat enthält immer das weiße Oxyd.  
 40 (Wasser), Tr. u  $\text{SO}^3$  wirken nicht darauf ein, selbst nicht bei einiger Erwärmung; mit  
 41 conc.  $\text{SO}^3$  entweicht  $\text{SO}^2$ , conc.  $\text{N}^2\text{O}^5$  wirkt aber t vieler Energie ein;  $\text{SO}^3$   
 42 entsteht u als Abscheidungen S;  $\text{Sb}^2\text{O}^3$  u  $\text{Sb}^2\text{O}^4$ . Es lößt sich nur wenig  $\text{Sb}^2\text{O} + \text{SO}^3$   
 43 f, dagegen  $\text{As}^2\text{O}^5$ ,  $\text{PbO}$ ,  $\text{F[e]}^2\text{O}^3$ ,  $\text{CuO}$ ; man kann also nach Zusatz v (Wasser) die fremden Metalle  
 44 entdecken. Königs(wasser) lößt das  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  leicht auf unter A[u]sscheidung von S. Die Lösung  
 45 ist Chlorid u Superchlorid u enthält die fremden Metalle; doch kann bei Concentr[ation]  
 46 Chlorid [au]skrystallisieren. Conc. Salzsäure lößt beim Kochen nur langsam das  $\text{Sb}^2\text{S}^3$   
 47 auf unter Entwicklung v  $\text{H}^2\text{S}$  u Bildung von reinem Chlorid.

**Formel 127**

<sup>955</sup> Weiterer Name für  $\text{Sb}_2\text{S}_4$ , J. v. LIEBIG (1843), Bd 1, 468 nennt ähnliche Namen beim  $\text{Sb}_2\text{S}_5$ .

<sup>956</sup> Es handelt sich um ungarische Städte, PIERER (1843), Bd 18, 385: "Rosenau (Geogr.), 1) Bezirk in der gömörer Gespanschaft (Ungarn), [...], ansehnliche Gold-, Spießglanz= [...] und Eisenwerke"

<sup>957</sup> Antimonasche, siehe S. 187

01 Das Hydrat löst sich am leichtesten f, aber es wird manchmal zu vor schwarz; aber jeder  
 02 Ueberschuß von S bleibt un[au]fgelöst zurück; es können bei dieser Lösung auch  
 03  $\text{PbCl}^2$ ,  $\text{As}^2\text{Cl}^2$ ,  $\text{CuCl}^2$  entstehen, ist aber genug  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  vorhanden, so bleiben diese  
 04 Metalle als Sulfide zurück.  
 05 Mit Salpeter verpufft das  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  sehr energisch, aber die Producte sind sehr ver-  
 06 schieden, je nachdem ein Ueberschuß an Salpeter genommen wird oder nicht; nimmt man  
 07 gleiche Mengen, so ist die Verpuffung sehr heftig es entsteht unter Entweichung v  $\text{N}^2\text{O}^2$   
 08  $\text{SO}^3$  u  $\text{Sb}^2\text{O}^3$ , das überschüssige  $\text{Sb}^2\text{O}^3$  wird aber vom KO auch angegriffen, es bildet  
 09 sich alsdann analog[?] des Ueberschuß von  $\text{Sb}^2\text{S}^8$ ,  $\text{Sb}^2\text{S}^3 + \text{KS}$  u  $\text{Sb}^2\text{O}^3 + \text{KO}$ .  
 10 Die entstehende Sb leber giebt beim Kochen t (Wasser) eine Kermeslauge u es hinter  
 11 bleibt das sogenannte Crocus metallorum<sup>958</sup> ein Oxyd des  $\text{Sb}^2$  Erhitzt man  
 12  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  mit 21/2 Th. Salpeter, so entsteht  $\text{SO}^3$  u  $\text{Sb}^2\text{O}^5$ . Man erhält [?] so ein  
 13 Ant. diphorat. non ablat., nimmt man  $\text{NaO} + \text{N}^2\text{O}^5$  oder Salpeter u  $\text{NaO}, \text{CO}^2$   
 14 u wäscht man blos t (Wasser) s, so erhält man in der Lösung  $\text{As}^2\text{O}^5 + \text{NaO}$ , während  
 15  $\text{NaO} + \text{Sb}^2\text{O}^5$  zurückbleibt.

**Formel 128**

16 Mit aetzenden oder kohlenstren Kali gekocht entsteht allmählig 1 Lösung von K Sb sulfid  
 17 u Antimonoxydkali, letzteres wird aber durch Zutritt der Luft allmählig zu  
 18  $\text{Sb}^2\text{O}^3 + \text{KO}$  verwandelt; beim Erkalten der Flüssigkt schlägt sich nun nichts daraus  
 19 nieder als Oxyd des  $\text{Sb}^2$ , das Hydrat des Sulfids löst sich sehr schwer in  
 20 Alkalien auf; Mit  $\text{KO} + \text{CO}^2$  geschmolzen bildet sich dasselbe jedoch t dem Unterschied  
 21 daß 1 Theil des  $\text{Sb}^2$  regulinisch abgeschieden wird, weil nach Berzel.[ius]  $\text{Sb}^2\text{O}^4$ ,  
 22 noch Reste v  $\text{Sb}^2\text{O}^5$  sich bilden; f Kosten des Oxydes. Allein es entstehen diese  
 23 Säuren gar nicht u auch entsteht kein  $\text{SO}^3$  bei diesem Glühen; man kann nach  
 24 Heinrich nur annehmen, daß eine höhere Bildungsstufe des  $\text{Sb}^2$  entstehe, oder daß  
 25 ueberschweifige Sren entstehe, u das  $\text{Sb}^2$  kalihaltig wird. Je mehr  $\text{KO} + \text{CO}^2$   
 26 genommen wird desto mehr  $\text{Sb}^2$  wird reduzirt. Nimmt man zb 4  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  u  
 27 16  $\text{KO} + \text{CO}^2$  so entst  $\text{Sb}^2\text{O}^3 + \text{KO}$  u 11 1/2  $\text{KO} + \text{CO}^2$ , = 3  $\text{KS} + 22/3 \text{Sb}^2\text{S}^3$   
 28 1/3  $\text{Sb}^2 + \text{K}$  1/2  $\text{KO} + 1/2 \text{S}^2\text{O}^2$  Oder 12  $\text{KO}(\text{xCO}^2) \text{KS} + \text{Sb}^2\text{S}^3$ -  
 29  $\text{KS} + 2/3 \text{Sb}^2\text{S}^3 \text{KS} + \text{Sb}^2\text{S}^4 / 3\text{Sb}^2$ .

**Formel 129**

30 Das Hepar ist wenig braun[,] löst sich in vielem (Wasser) farblos auf, die Lösung giebt  
 31 einen gelatinösen Ndrschlg beim Erkalten, v  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  t wenig  $\text{Sb}^2\text{O}^3$  u etwas  
 32 KS; in der Flüssigkt ist etwas  $\text{S}^2\text{O}^2$ .

**Formel 130**

33 Das  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  löst sich in KS leicht u farblos auf, zu  $\text{KSb}^2$  sulfid namentlich  
 34 beim Schmelzen verbinden sie sich leicht,  $\text{PbS}$ ,  $\text{FeS}$ ,  $\text{CuS}$  bleiben zurück aber nicht  
 35  $\text{As}^2\text{S}^3$ , setzt man noch S hinzu so entsteht Supersulfür u Supersulfid.  
 36 u diese Flüssigktn sind gelb oder gelbroth; nimmt man anst[att] des KO NaO  
 37 so xstallisirt des Doppelsulfid leicht. In  $\text{H}^6\text{N}^{[2]}$  u S ammonium ist das Sulfid  
 38 unlöslich insofern nicht zu dem S ammonium S kommt, u sich ein höhres Sulfid  
 39 bilden kann. Das ganz farblose S ammonium färbt das gefällte Sulfid nun[r]  
 40 braun u es wird eine lockere Verbindung zwischen beyden gebildet.  
 41 Antimonsupersulfid = Goldschwefel[.] die Formel des jetzt meißt  
 42 gebräuchlichen ist  $\text{Sb}^2\text{S}^5(+\text{aq})$ ; gewöhnlich ist kein ganzes At (Wasser) d[a]rin u immer  
 43 ein wenig  $\text{Sb}^2\text{O}^3$  zufällig; ein andres Präparat ist noch in Gebrauch: dieses  
 44 ist  $\text{Sb}^2\text{S}^7$ .

**Formel 131**

45 Die älteren zahlreichen Vorschriften geben niemals 1 gleichförmiges Pra[ä]parat das  
 46 Certiae praecipiternis<sup>959</sup> welches ein s der Cermeslauge nach Zusatz v wenig Sre [ist]

01 u [t] viel Sre erhielt man wohl nichts anders als Antimonsupersulfür; ~~gerade das Kermes~~  
 02 Es bleiben jetzt nur 2 Methoden übrig.  
 03 Die erste u gewöhnlichste s dem Schlippschen Salze<sup>960</sup>, s dem  $\text{NaS}, \text{Sb}^2\text{S}^5 + 12\text{aq}$ ;

<sup>958</sup> „Metallsafran“ oder „Spießganz-Safran“ hat die Formel  $\text{Sb}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{KSbO}_2 \cdot \text{KSbS}_2$ , vgl. hierzu W. SCHNEIDER (1972), 124.

<sup>959</sup> Alter pharmazeutischer Name, der keine Erwähnung bei W. SCHNEIDER (1968–75) findet, vgl. L. GMELIN (1844), Bd 2, 774–778, der ihn beim Kermes erwähnt.

<sup>960</sup> Natriumthioantimonat ( $\text{Na}_3\text{Sb}_2\text{S}_5$ ), benannt nach dem Apotheker und Chemiker Carl Friedrich Schlippe (1799–1867),

04 man kann dieses Salz f 2erlei Weise darstellen. 1. Es werden 80 Grmm trocknes  $\text{NaO} + \text{SO}^3$   
 05 40 Grmm  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  u 20 Grm Kohle in einem halb damit angefüllten gut be-  
 06 deckten Tiegel erhitzt, langsam bis [zum] Glühen u nur eine kurze Zeit zuletzt t dem  
 07 Deme<sup>961</sup>; anfangs schäumt die Masse sehr vom  $\text{CO}$ , zuletzt fließt sie aber ruhig  
 08 wie Oel u wird in einen eisern Mörser sgegossen; wenn nicht bis zum Afhören  
 09 des Afschäumen[s] erhitzt [wird,] so bleibt etwas  $\text{NaO}$  unzersetzt u es entsteht 2fach  $\text{NaS}^2$   
 10 u die Lauge xstallisirt dann nicht gut[,] trübt sich auch wohl später beim Xstallisiren.  
 11 Die Leber ist dunkelbraun, sie wird t 600 Grmm (Wasser) u 8 Gr S gekocht so  
 12 lange bis die schwarzbraune Lösung t gelber Farbe durchsichtig ist, kocht man  
 13 zu lange so lößt sich zu viel S f. Die nun noch warme Flüssigkt wird filtrirt  
 14 f dem Filter bleiben Kohle  $\text{PbS}$ ,  $\text{FeS}$  auch wohl  $\text{CuS}$ ,  $\text{As}^2\text{S}^3$  wird t fgenommen.  
 15 Die gelbe Flüssigkt wird bis zu etwa  $\frac{1}{3}$  abgedampft u dann xstallisirt [es] als  
 16 Doppelsulfid in gelben großen Tetraädern, die zuweilen fast farblos sind  
 17 f Papier völlig sgetrocknet erhalten sie sich jedoch lang unverändert. Allein  
 18 wenn das Salz ein bischen gefärbt ist so kann man es immer gebrauchen, wenn es fge-  
 19 lößt u filtrirt wird. In der Mutterlauge bleibt  $\text{As}^2\text{S}^3$  fgelöst, oft  
 20 etwas  $\text{NaO}$ ,  $\text{SO}^2$  u überschüssiges S vielleicht; die Mutterlauge ist zum  
 21 Weggießen oder man schlägt t Sre das  $\text{Sb}^2\text{O}^3$  daraus nieder[,] um es zu ge-  
 22 brauchen. Nach der preuß. Pharm. nimmt man 72 Grm  $\text{NaO}$ ,  $\text{CO}^2$  21 Gr.S, 36 Grmm  
 23  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  u 9 Gramm Kohle. Die Lösung in heißem (Wasser) liefert beim Verdampfen  
 24 fast farblose Tetraäder; digerirt man sie t lwenig S, so wird sie klar,  
 25 u die gelben Xstalle zersetzen sich dann nicht so leicht an der Luft.  
 26 Man kann 2, f nassem Wege verfahren, w[enn] man 18 Th  $\text{Sb}^2\text{S}^3$ , 17 Th xstallisch  
 27  $\text{NaO} + \text{CO}^2$ , 13 Th  $\text{CaO}$  u  $\frac{3}{4}$  Th. S mit (Wasser) einige Stunden lang in einem eisern  
 28 Kessel kocht u die filtrirte Lauge nun eindampft sie liefert fast farb-  
 29 lose Xstalle u deshalb setzt sich so leicht braunes S antimon daraus ab. Für  
 30 große Quantitäten ist dieses Kochen vielleicht vorzüglich, kleinere Quantitäten  
 31 schmilzt man lieber, die Tiegel halten einigemale hintereinander; beim Stehen  
 32 zerfallen sie aber.  
 33 Zur Bereitung des  $\text{Sb}^2\text{S}^5$  wird nun 1 Th des Salzes in 3-5[?] Th (Wasser) fgelöst  
 34 man kann etwa in 5 Th. (Wasser) nun flösen u die Flüssigkt filtriren, von dem  
 35 vielleicht abgeschiedenen braunen Sb antimon u dann den Rest (Wasser) zusetzen. Die  
 36 Flüssigkt wird nun unter Umrühren t soviel verdünnter  $\text{SO}^3$  oder  $\text{H}^2\text{Cl}^2$   
 37 (ungefähr 1 Sre f 20 (Wasser)) versetzt bis die Flüssigkt merklich sauer reagirt.  
 38 Den Ndrschlg läßt man ablagern übergießt ihn einigemal t kaltem (Wasser) bald  
 39 u nun bringt man den Ndrschlg f l Filter u wäscht nun t reinem (Wasser) hinter  
 40 einander so anständig s[,] daß die Flüssigkt wenig nicht merklich mehr  $\text{NaO} + \text{SO}^3$   
 41 oder  $\text{NaCl}^2$  enthält; der Ndrschlg muß in ein warmen trocknen Orte möglichst  
 42 schnell getrocknet werden aber nicht höher als bei 20  $\text{°C}$ . Das getrocknete  $\text{Sb}^2\text{S}^5$  kann  
 43 noch 1mal t lauem (Wasser) angerührt u abgewaschen werden; er läßt sich dann leichter  
 44 abwaschen u trocknet dann auch schneller wieder.  
 45 Allein beim Trocknen oxydirt sich immer 1 kl. Menge des  $\text{Sb}^2\text{S}^5$  es bildet sich  
 46 ein wenig  $\text{Sb}^2\text{O}^3$  u  $\text{SO}^3$  ein bischen; das 2te Abwaschen nimmt die  $\text{SO}^3$  mit weg;

**Formel 132****Formel 133**

-193-

01 aber nicht das  $\text{Sb}^2\text{O}^3$ ; es ist nicht vorgeschrieben sonst könnte man das  $\text{Sb}^2\text{O}^3$  t  
 02 Tr leicht entfernen  
 03 A[u]f nassem Wege soll man [nach der der Ph.[armacopoe] Hannov.[erae] 60 Gr S, 60  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  mit  
 04  $\text{KO}$ , aq v 1,33 spec.Gew. u Hinzufügung des verdampfenden (Wassers) so lange  
 05 kochen bis Alles  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  fgelöst ist; es hinterbleibt hierbei 1 schwarzes  $\text{S}$   
 06 ungelöst welches  $\text{PbS}$   $\text{CuS}$  ist; man filtrirt die Lauge u verdünnt sie t (Wasser)  
 07 u stellt sie 24 St[un]den bei Seite; filtrirt u setzt noch 3 Th (Wasser) zu; um nun  
 08 den Goldschwefel t verd.  $\text{SO}^3$  zu fällen, u ebenso weiter zu verfahren wie

---

der 1821 bei der Behandlung von Grauspießglanz mit Schwefel in heißer Natronlauge und Fällung durch Säure dieses erhalten hatte.

<sup>961</sup> „Über den Daumen“ bedeutet hier „ungefähr“ oder „circa“.

09 bereits angegeben; es ist bloß daß Alles  $As^2$  welches im  $Sb^2S^3$  ist sich t flößt  
 10 u mit gefällt wird; so dann wird immer nur s der Lauge nicht ein  $Sb^2S^5$   
 11 sondern ein Gemenge von diesem t S niedergeschlagen. Versetzt man vor[=]  
 12 sichtig t  $SO^3$  um nicht die  $S^2O^2$  zu zersetzen, u filtrirt man sogleich wenn  
 13 die Flüssigkt sauer gemacht ist, so erhält man  $Sb^2S^8$ , sonst auch wohl noch  
 14 mehr S. Das angegebene Verhältniß v S zu  $Sb^2S^3$  u die angeführte  
 15 Mischung des Goldschwefel lassen folgenden Vorgang voraussetzen. [siehe Formel im Anhang]

**For-**

**mel 134**

16 Eigenschaften; im frischen Zustande von lebhaft gelbroth pomeranzgelber  
 17 Farbe, nach dem Trocknen dunkelroth; nach dem Zerreiben ein erdiges dunkel  
 18 pomeranzengelbes Pulver; das S reichere Präparat, das 7 fache ist hellpomeranzen  
 19 gelb; die Farbe hängt nicht allein vom S Gehalt ab, sondern von der Concentration  
 20 bei der Fällung. Das Pulver muß sehr leicht, trocken u locker sein, ein kaum  
 21 schwacher merklicher Geruch; v d. L f der C. t S flamme verbrennen nachher wie  
 22  $Sb^2S^3$ , vollständig verflüchtigen; mit Soda wird Sb redurt u man kann dann  
 23 auch einen  $As^2$  geruch wahrnehmen. In einer Glasröhre erhitzt entweicht (Wasser), es  
 24 destilliren 2 At. S ab, u es hinterbleibt schwarzes metallglänzendes in dünnen  
 25 Lagen jedoch kirschrothes Antimonsulfid; der Rückstand hat Aehnlichkt  
 26 t dem natürlichen Rothspiesglanzerz. Mit kaltem (Wasser) übergossen u nach 1/2 Std  
 27 filtrirt muß durch  $BaCl^2$  höchstens nur eine sehr geringe Trübung entstehen.  
 28 Man findet gar keine Trübung wenn das Präparat 2mal gewaschen wurde;  
 29 ebenso darf Ag lösung kein  $Cl^2$  anzeigen; eine starke Trübung v  $BaO+SO^3$   
 30 zeigt schlechte A[u]swaschung an. Mit (Wasser) gekocht zersetzt sich das Sulfid immer lwenig;  
 31 mit conc. Salzsre gekocht wird  $Sb^2Cl^8$  gebildet unter Abscheidung v S, welcher  
 32 aber den ungelösten Rest leicht einhüllt. In conc. KO lößt sich der Gold-  
 33 schwefel leicht u völlig auf; wendet man NaO an so krystallisirt  $NaO+Sb^2O^5$   
 34 daraus; von einer erhitzten Lösung v  $KO,CO^2$  wird das Sulph. aur.<sup>962</sup> auch fge-  
 35 lößt. Concentr.  $H^6N^2$  lößt das Supersulfid in der Kälte etwas f, wie das  $As^2S^3$   
 36 u beim Verdampfen f dem Uhrschaalchen[?] bleibt rothes Antimonsulfid [zurück].  
 37 Kocht man das  $Sb^2S^5$  mit 50 Th  $H^6N^2$ , so muß sich Alles völlig klar auf-  
 38 lösen; ist so das Amm[onia]k nicht conc. so wird l größere Menge erforderl., von ver=  
 39 dünnem kohlenren Ammoniak wird der Goldschwefel nur wenig fgelöst u  
 40 man kann mittelst desselben eine Beimengung v  $As^2S^3$  im  $Sb^2S^5$  entdecken;  
 41 allein lwenig  $Sb^2S^5$  wird doch immer mit aufgelöst. Mit kalter verdünnter  
 42 Tr übergossen wird s dem Goldschwefel immer lwenig  $Sb^2O^3$  sgezogen.  
 43 Die Entdeckung des  $As^2$  hat immer seine Schwierigkeit, am besten ist das Glühen  
 44 t  $NaO,NO^5$  wie beim  $Sb^2S^3$  das Ausziehen mit kohlenrem Ammoniak u der Versuch mit  
 45 Soda v. d. L.  
 46 Spießglanzseife,<sup>963</sup> es wird Goldschwefel u KO, x aq fgelöst, Seife  
 47 zugefügt u abgedampft; die Seife ist gelblichgrau, sie zersetzt sich[,] wie sie (Wasser) ein-

**Formel 135**

-194-

01 zieht u es scheidet sich  $Sb^2S^5$  ab; in 19 20 Th Weingeist ist sie löslich in (Wasser) des gleichen  
 02 v[ö]llig löslich. Zusatz v  $SO^3$ , Salzsre muß außer den fettigen Sren viel Goldschwefel  
 03 sscheiden. Leichter ist  
 04 die Auflösung der Seife, die (wässr)ige wird in Alkalitincktur aufgelöst oder es wird  
 05 Goldschwefel in KO, aq fgelöst u Weingeist u (Wasser) zugefügt; die röthlich braune  
 06 dunkelgefärbte Tincktur muß in Gläsern t Körken fbewahrt werden; sie  
 07 hält sich dann gut; die Flüssigkt muß t Sren vermischt einen starken Ndrschlg von  
 08  $Sb^2S^3$  geben, unter Abscheidung der fettigen Säuren; manchmal enthält die  
 09 Tincktur nur sehr wenig an Goldschwefel, sieht aber bräunlich s.  
 10 Schwefelspiesglanz Kalk; man hat 2 Vorschriften; nach der Einen wird  $CaO+CO^2$

<sup>962</sup> „Sulphur auratum Antimonii“ (lat.) oder auch „Goldschwefel“ ist Antimon-(V)-sulfid ( $Sb_2S_5$ ), vgl. W. SCHNEIDER (1972), 150.

<sup>963</sup> Es handelt sich um ein bekanntes pharmazeutisches Produkt „Sapo stibiatus“ (lat. = Antimonseife), vgl. über ihre Herstellung F. P. DULK (1833), Bd 2, 688.

**Formel 136**

11 mit  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  oder  $\text{Sb}^2$  u S geglüht, wenn man mäßig glüht, so bekommt man nach der  
 12 preußischen Pharm. ein braunes, bald dunkel bald helles Präparat, glüht man  
 13 es aber sehr heftig, so wird es gelblich weiß; es entsteht hierbei  $\text{SO}^3 + \text{CaO}$   
 14 u  $\text{CaS}$  mit  $\text{Sb}^2\text{S}^3$ ; wird es in gut schließenden Gläsern fbewahrt, so erhält  
 15 es sich unzerstört. Mit 6–8 Th. (Wasser) gekocht, so bildet sich ein farblose Flüssigkt  
 16 welche stark alkalisch reagirt u t  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  versetzt einen rothen Ndrschlag von  
 17 S antimon liefert; fügt man 1 Sre zu, so schlägt es s u das rothbraune Präparat  
 18 liefert einen viel stärkren Ndrschlg als der weiße, folglich soll das Präparat  
 19 braunroth sein.

**Formel 137**

20 Man bereitet es auch f naßem Wege indem man Goldschwefel u  $\text{CaO}$  t  
 21 (Wasser) kocht u das Ganze nun zur Trockenheit eindampft; dieses Präparat enthält  
 22  $\text{CaS} + \text{Sb}^2\text{S}^5$  u  $\text{CaO}$ ,  $\text{S}^2\text{O}^2$  u  $\text{CaO}$ ,  $\text{CaO} + \text{CO}^2$ ; es ist ein gelblich weißes  
 23 Pulver; wird es lange fbewahrt, so scheint es sich zu zersetzen, t (Wasser) gekocht giebt  
 24 es eine gelbe alkalische Aflösung u nach Zusatz von Salzsäure fällt nieder  
 25 ein hellgelber crazyöser<sup>964</sup> Ndrschlg v  $\text{Sb}^2\text{S}^5$ .

26 Oxysulfide des Antimons

27 Metallsafran<sup>965</sup>, derselbe besteht uhngefähr  $[\text{au}]s$  66%  $\text{Sb}^2\text{O}^3$  u 33%  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  *Sb2O3 Sb2S3*  
 28 nebst den fremden Beimengungen des  $\text{Sb}^2\text{S}^3$ . Wenn man 60 Gramm feingepulverten *fremd [-? -]*  
 29  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  u 60 Gramm Na Salpeter t einander mengt, das Gemisch Löffelweise in einem  
 30 so gleich wieder zu bedeckenden Tiegel einträgt, den man vorher 1 wenig ange=  
 31 wärmt hat, so daß die Verpuffung vor sich gehen kann, u wenn man dann den Rück  
 32 stand noch etwa 10 Min. lang scharf rothglüht, so entsteht, das sogenannte Hepar  
 33 antim. hiic.<sup>966</sup> Den Tiegel läßt man kalt werden u stößt die Leber<sup>967</sup> t einem Stabe  
 34 heraus; der Tiegel kann viele mal gebraucht werden; das Hepar wird feingepulvert  
 35 in 1 eisern Mörser u nun nochmal t frischem (Wasser)  $[\text{au}]s$ gekocht so lange noch Salze sge-  
 36 zogen werden; das (Wasser) nimmt f,  $\text{KO} + \text{SO}^3$ ,  $\text{Sb}^2\text{S}^3\text{KS}$ ,  $\text{Sb}^2\text{O}^3 + \text{KO}$  u es schlägt sich nieder  
 37 namentlich s der ersten alkalischen Flüssigkt ein roher Kermes<sup>967</sup>, von schöner  
 38 braunrother Farbe; allein in seinen Verhältnissen doch nicht ganz das Kermes welches  
 39 jetzt offizinell ist. Der Rückstand ist nun das Cro. metallorum von einer bald  
 40 mehr braunen, bald gelblichen Farbe; er lößt sich zum Theil in Tr auf, in Salzsre  
 41 in der Wärme unter Entwicklung von  $\text{H}^2\text{S}$  u darum hinterbleibt nur etwas erdiges  
 42 aber es scheidet sich kein S ab. Er ist im wesentlichen dasselbe wie unser  
 43 Kermes; er enthält von den fremden Beimengungen des  $\text{Sb}^2\text{S}^3$ ; ganz ähnlich ist nun  
 44 das  
 45 Hepar antimonii welches zurück bleibt wenn man  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  t  $\text{KO} + \text{CO}^2$  oder  $\text{N}[\text{a}]\text{O}$   
 46 schmilzt u dann t (Wasser) fkoht; dieses Hepar ist also der Rückstand von der Darstellung  
 47 des Kermes nach der preußischen Pharmacop; sie enthält ungefahr im umgekehrten

-195-

01 Verhältniß  $\text{Sb}^2\text{O}^3$ ; ganz ähnlich ist nun auch das Regulus antim. medicina.<sup>968</sup>  
 02 indem man  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  u  $\text{Sb}^2\text{O}^3$  zusammen schmelz[t], oder auch gleiche Theile  $\text{Sb}^2$ , Salpeter  
 03 u Meersalz zusammen glühte; es ist ebenfalls ein Oxysulfid des  $\text{Sb}^2$  von  
 04 einer braunrothen Farbe u metallglänzend  
 05 Cinis antimonii gehört ebenfalls hierher, t dem Unterschied, daß dann  
 06 auch noch  $\text{Sb}^2\text{O}^4$  enthalten ist.  
 07 Kermes, rother: er ist von den übrigen Oxysulfiden des  $\text{Sb}^2$  nur darin unter- *Sb2O3+Sb2+S3*  
 08 schieden, daß es rein ist von fremden Beimengungen, daß es ziemlich großen Gehalt  
 09 von  $\text{Sb}^2\text{O}^3$  besitzt oder wenigstens besitzen soll; meist aber die Art der

<sup>964</sup> interpretiert: crazyöser

<sup>965</sup> „Crocus Metallorum“ ist eine Verbindung aus Antimon-(III)-oxid, Kaliumdioxoantimonat-(III)- und Kaliumdithioantimonat-(III)-;  $\text{Sb}_2\text{O}_3 \cdot 2 \text{KSbO}_2 \cdot \text{KSbS}_2$ , vgl. W. SCHNEIDER (1972), 124.

<sup>966</sup> Antimonleber

<sup>967</sup> Ursprünglich ist der Begriff vom roten Farbstoff der Schild- oder Scharlachlaus (Kermesschildlaus) abgeleitet, hier handelt es sich um „Kermes minerale“, Antimon-(III)-verbindungen, u. a. aus  $\text{Sb}_2\text{S}_3$ ,  $\text{Sb}_2\text{O}_3$  und  $\text{KSbO}_2$ , vgl. W. SCHNEIDER (1972), 148.

<sup>968</sup> Antimon für medizinische Zwecke



10 Darstellung von größtem Einfluß f die Mischung des Präparates u eine vorhandene  
11 offizinelle Vorschrift darf nicht verletzt werden. Die Aufstellung einer solchen er-  
12 fordert aber viele Vorsicht, u namentlich ist die längere Zeit üblich gewesene  
13 zu respektiren. Man muß unterscheiden 2erlei Methoden, welche rothen Kermes  
14 geben, f nassem u trockenem Wege. Die älteste Methode welche von dem  
15 Cartharser[n]<sup>969</sup> genommen wurde, scheint durch bloßes Kochen v  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  t  $\text{KO}+\text{CO}^2$  bereitet  
16 zu sein; allein diese Methode wieder hervorzusuchen scheint deshalb nicht  
17 recht practisch, weil auch dieser Kermes niemals von ganz gleicher Be-  
18 schaffenheit dargestellt werden kann. Der Kermes sieht etwas röthlich aus  
19 sonst aber ist die Ausbeute ziemlich reichlich, nach der hannov. Pharma. u Liebig  
20 hat nun vorgeschlagen man solle diese Methode dahin verwenden, daß man 1 Th  
21 trocknes kohlenrs  $\text{NaO}$ , in 32 Th. heißem (Wasser) flöse u bis zum Kochen erhitzte;  
22 hierauf frischgefälltes feuchtes  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  in Portiones solange hinein-  
23 tragen, als sich noch etwas flöse, es wird ziemlich viel v  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  hydrat fge-  
24 lößt; man kocht nun 1 Std lang unter Ersetzung des (Wass)ers, wodurch nun[nur]  
25 erreicht wird, daß sich die Lauge nicht mehr so schnell trübt; es entsteht  
26 mehr  $\text{Sb}^2\text{O}^3$  u auch gewiß  $\text{Sb}^2\text{O}^5$ ; man filtrirt heiß u läßt nun langsam  
27 erkalten, so langsam als möglich, (nach Liebig); nach gänzlichem Erkalten wird  
28 filtrirt u das ein[ge]dampfte Oxysulfid t kaltem (Wasser) abgewaschen, bis keine merkliche  
29 Spur v  $\text{NaO}$  mehr fgenommen wird. Die alkalische Lauge soll wieder er-  
30 hitzt werden u abermals soll [man]  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  darin flösen u so 2,3,4 mal so lange  
31 als noch ein erklecklicher Ndrschlg v Kermes entsteht. In der Hitze lößt sich  
32 mehr ~~SbS auf~~[?] u  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  f als in der Kälte u beim Erkalten präzipirt sich  
33 nach Liebig immer 2  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  u 1  $\text{Sb}^2\text{O}^3$ . Allein Heinrich hat gefunden,  
34 dieses Verhältnis v  $\text{Sb}^2\text{O}^3$  zu  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  nicht ganz genau ist; nach Schech<sup>970</sup> erhi[e]lt  
35 dasselbe 3  $\text{Sb}^2\text{S}^3+\text{Sb}^2\text{O}^3+6$  aq. Das durch Aflösen von  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  bereitete  
36 zeigte sich 5  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  u 2  $\text{Sb}^2\text{O}^3$ . Man soll nun den Kermes schnell trocknen  
37 weil es wie jedes gefällte Sulfid an der Luft sich oxydirt. Natron ent-  
38 hält das Präparat nicht oder höchstens nur kleine Spuren, wen[n] man das Oxysulfid  
39 gut swäscht, aber die verschiedenen Ndrschlge, die man erhält weichen in ihrer  
40 Farbe ebenso gut ab, als die Ndrschläge v Kermes f trockenem Wege. Liebig  
41 behauptet u mit Recht[,] daß der Kermes immer am gleichförmigsten werde[,]  
42 wenn kein Ueberschuß v  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  t kohlenrn Alkali [genommen wird], weil sich sonst im Ndrschlag  
43  $\text{NaS}$  einmische u durch Waschen nicht fortgeschafft werde.  
44 Die 2te Darstellung besteht darin, daß man  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  t  $\text{KO}, \text{CO}^2$  schmilzt u dieses  
45 Hepar nur t (Wasser) skocht; es ist bereits erwähnt, daß wenn t einem Ueberschuß  
46 v  $\text{KO}+\text{CO}^2$  geglüht wird,  $\text{Sb}^2$  sich reduzirt, daß aber sonst nur  $\text{Sb}^2\text{S}^3$

**Formel 138**

-196-

01  $\text{NaS}$  entsteht u  $\text{Sb}^2\text{O}^3$  Alkali j[g]erade wie bei dem Kochen. Der Unterschied  
02 liegt am Ende nur d[a]rin, daß der Ueberschuß v  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  t der alkalischen Lauge  
03 fortwährend gekocht wird u daß dem nach in dem Niederschlag der Kermes als S alkali  
04 übergeht. Allein wenn man den Ndrschlg sehr gut swäscht, so bleibt auch nur  
05 wenig Alkali drin u es scheint übertrieben wenn man den nach der preußischen  
06 Pharmac. berei[te]ten Kermes für sehr variirent hält.  
07 Wenn man nach der alten Vorschrift von Heinrich 4  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  u 8  $\text{KO}+\text{CO}^2$  miteinander  
08 schmilzt u die Leber mit (Wasser) kocht, so erhält man einen Kermes von recht schönem  
09 Ansehen der wie folgt zusammengesetzt ist =  $\text{Sb}^2\text{O}^3+9 \text{Sb}^2\text{S}^3+18$  aq. Liebig  
10 meint nun daß man wenn [man] so verfahren wollte, so müßte man 8  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  mit 7  $\text{NaO}, \text{CO}^2$   
11 schmelzen. Die preuß. Pharm. schreibt vor 6  $\text{Sb}^2$  8 Gew[ichts]th[ei]le, 4 Th S u 6 Th trocknes  
12  $\text{NaO}, \text{CO}^2$  oder fast genau wie früher vorgeschrieben 2 Th  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  u 1 Th  $\text{NaO}+\text{CO}^2$ ,  
13 wie es dann ziemlich genau ist = 4  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  u 7[?]  $\text{NaO}+\text{CO}^2$ . Das Hepar muß bei mäßigem

<sup>969</sup> Einwohner von Carthago (Stadt in Nordafrika zur Römerzeit)

<sup>970</sup> Name eines unbekannten Chemikers, vielleicht auch „Schach“; über Kermes wurde extrem viel veröffentlicht, vgl. hierzu L. GMELIN (1844), Bd 3, 765–775.

14 Feuer geschmolzen werden im bedeckten Tiegel u dann sgegossen [werden]; wenn das Hepar  
 15 fließt, wie Oel; es bleibt ein guter Theil von  $\text{Sb}^2$  zurück; man kann also  
 16 voreis<sup>971</sup> sehen das  $\text{NaS} + \text{Sb}^2\text{S}^3$  u  $\text{Sb}^2\text{O}^3 + \text{NaO}$  gebildet sind; das Hepar wird  
 17 fein zerrieben u nun t 120 Th. (Wasser) nach der preuß. Pharm. gekocht; es schlägt sich  
 18 nun s der heiß filtr[irten] Lösung nieder,  $\text{Sb}^2\text{S}^3 + \text{Sb}^2\text{O}^3$ , nebst etwas NaO, oder  
 19 NaS; nach gänzlichem Erkalten wird filtrirt u der Ndrschlg sgewaschen u schnell  
 20 getrocknet; die Flüssigkt wird nun f den ungelöbten gelblichen Rückstand ge-  
 21 gossen u abermals eine Weile gekocht. Im NaS löbt sich abermals  $\text{Sb}^2\text{S}^3$   
 22 auf, u beim Erkalten schlägt sich aufs neue das Oxysulfid wieder nieder; so  
 23 kann man 3 4 mal das Kochen t derselben Lauge die man f 120 Th zu erhalten  
 24 sucht, wiederholen. In der Hitze löbt sich aber derjenige Theil v  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  auf, der  
 25 beim Erkalten wieder niederfällt; durch das längere Kochen wird aber das NaS  
 26 zersetzt u es hört die [au]flösende Wirkung der Lauge von selbst auf; ein  
 27 Kermes brauner Rückstand v  $\text{Sb}^2\text{S}^3 + x \text{Sb}^2\text{O}^3$  oder Hepar antim. bleibt  
 28 zurück. Man muß jeden Ndrschlg für sich sammeln u gleich gut swaschen;  
 29 Sie sind verschieden gefärbt u offenbar nicht ganz gleich; sie werden  
 30 zuletzt zusammen gekocht u noch 1 mal t kaltem (Wasser) abgewaschen bis sich  
 31 nichts mehr flößt, gut getrocknet u ganz Licht geschützt fbewahrt.  
 32 Wenn man der Kermeslauge Salmiak zufügt, so schlägt sich noch etwas nieder  
 33 (vom)  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  weil sich im S ammonium doch[?] das  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  nicht flößt, setzt man aber  
 34 Säure zu so bekommt man 1 lebhaft gelbrothen Ndrschlg welcher das 4 oder gar  
 35 5fache  $\text{Sb}^2$  ist[,] entstanden durch die Zersetzung des NaS; auch findet sich dann  
 36 immer etwas  $\text{S}^2\text{O}^2$ . Setzt man das Schlippesche Salz<sup>972</sup> der Luft in Aflösung s, so  
 37 setzt sich ein dunkelbraunes Pulver [ab], allein dieses ist gar nicht  
 38 oder nur sehr wenig  $\text{Sb}^2\text{O}^3$  haltig; das Kermes nach der preuß. Pharm. soll  
 39 nie schwanken in seiner Mischung u namentlich immer Alkali enthalten,  
 40 darum soll er weniger wirksam sein; mittels Analyse sind aber wenig  
 41 davon vorhanden. Nach Brandes<sup>973</sup> soll es bestehen s einem Formelbruch s  $2 \text{Sb}^2\text{O}^3 + 5 \text{Sb}^2\text{S}^3 + 3 \text{NaO} - 16 \text{aq}$ .  
 42 Nach längerem A[u]swaschen t (Wasser) ist aber der Alkali Gehalt gewiß nur sehr gering.  
 43 Eigenschaften: In Stücken ist es dunkelbraun rotherdig; manchmal ganz wenig  
 44 xstallinische Flitter zeigend; f dem Strich metallisch glänzend, zerrieben ist es

**Formel 139**

-197-

01 hellbraun u ohne xstallinische Beimengungen; die Farbe ist nicht immer genau dieselbe  
 02 auch bei schlechtem Aufbewahren ändert sich das Oxysulfid; meist geruchlos oder fast  
 03 geruchlos[,] vor d. L. f der C giebt er 1  $\text{Sb}^2$  Beschlag unter Reducktion von  $\text{Sb}^2$   
 04 f der Stelle wo der Kermes geschmolzen ist findet sich immer ein bischen Alkali oder  
 05 KS; t Soda entwickelt sich  $\text{Sb}^2$  u man kann dann immer noch 1 schwachen  $\text{As}^2$  haltigen  
 06 Geruch bemerken, u es wird wohl immer 1 höchst geringe Menge  $\text{As}^2$  darin  
 07 sein. In der Glasröhre erhitzt, schmilzt es bei 250 $\text{q}$  unter Verlust alles (Wassers),  
 08 der Rückstand wird schwarz bis caschenillroth; er schmilzt sehr ras[ch] Antim. met.,  
 09 ein rothheizer<sup>974</sup> Ring bildet sich gewöhnlich, der aber nichts anderes als  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  sein wird,  
 10 entstanden s  $\text{Sb}^2\text{O}^3$  u S. von Buchner<sup>975</sup> für  $\text{As}^2\text{S}^3$  angesehen; der Rückstand ist  
 11 mit hyacinthfarbe durchscheinend. Mit kaltem (Wasser) eine Weile hingestellt u  
 12 filtrirt muß die filtr Flüssigkt farblos sein u neutral reagiren; t  $\text{BaCl}^2$   
 13 giebt sie gewöhnlich eine Trübung; weil sie bei der Aufbewahrung wie beim

<sup>971</sup> Gemeint ist hier: „vorher“ oder „im Vorhinein“.

<sup>972</sup> Benannt nach dem Berliner Pharmazeuten Carl Friedrich Schlippe (1793–1867), der 1823 in der Spießganzseife das Natrium-sulfantimonat entdeckte, vgl. H. SCHELENZ (1904), 688.

<sup>973</sup> Rudolph Brandes (1795–1842) war ein Salzuffer Apotheker und Gründer des „Apotheker-Vereins im nördlichen Teuschland“. Er arbeitete zeitweise mit J. v. Liebig in den „Annalen der Pharmacie“ zusammen, vgl. W. SCHNEIDER (1972), 191 ff.

<sup>974</sup> Ab dem Semikolon wurde der Satz interpretiert.

<sup>975</sup> Johann Andreas Buchner (1783–1852) war Apotheker und ab 1818 Professor für Pharmazie an der Universität Landshut. Er gründete das pharmazeutische Institut in München und verfasste verschiedene Lehrbücher, vgl. W. SCHNEIDER (1972), 190.

14 Goldschwefel eine geringe Menge v  $\text{SO}^3$  bildet; aber es darf kein starker Ndrschlg  
 15 entstehen; mit (Wasser) gekocht wird eine sich weiß trübende Flüssigkt gebildet  
 16 welche neutral reagiren muß; Mit Salzsre diese Flüssigkt versetzt entsteht  
 17 ein Ndrschlg v Pulv. algerothi; das aber f Zusatz von Tr verschwindet; setzt  
 18 man der Flüssigkt nun  $\text{H}^2\text{S}$  zu so schlägt sich  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  nieder; blos  $\text{H}^2\text{S}$  bringt  
 19 nur 1 gelbe Farbe hervor u erst allmähig 1 Ndrschlag, gerade wie das der Fall ist  
 20 bei allen neutralen  $\text{Sb}^2$  salzen; die Lösung giebt t  $\text{BaCl}^2$  einen ziemlich  
 21 starken Ndrschlg v  $\text{BaO}, \text{SO}^3$ , nebst  $\text{Sb}^2\text{Cl}^6$ . Es hat sich also durch das Kochen ein  
 22 basisches  $\text{Sb}^2\text{O}^3 + \text{SO}^3$  gebildet. Die kl. Menge v  $\text{NaO}$  die sich darin findet  
 23 wird also auch als  $\text{NaO} + \text{SO}^3$  drin sein. Von conc. Salzsre wird der Kermes völlig  
 24 in der Hitze fgelöst, da es nur besteht s  $\text{Sb}^2\text{O}^3$  u  $\text{Sb}^2\text{S}^3$ ; allein es scheidet sich  
 25 gewöhnlich eine kl. Menge überschüssiges S ab, daraus folgt daß in dem Kermes ein  
 26 bischen  $\text{Sb}^2\text{S}^4$  enthalten ist. Er lößt sich f in einer ziemlich großen Menge von  
 27  $\text{KO}$ , oder  $\text{NaO} + x \text{ aq}$ , aber wenn  $\text{NaO}$  genommen wird, so kann sich beim Stehen  
 28  $\text{Sb}^2\text{O}^3 + \text{NaO}$  niederschlagen, u bei concentr. fällt auch wohl xstallinische  $\text{KO} + \text{Sb}^2\text{O}^5$   
 29 nieder.  $\text{KO}, \text{CO}^2$  lößt das Kermes in der Hitze beinahe ganz klar auf, aber beim  
 30 Erkalten fällt wieder röthliches Kermes nieder.  $\text{H}^6\text{N}^2$  u  $\text{H}^8\text{N}^2[\text{O}], \text{CO}^2$  wirken in der  
 31 Kälte wenig oder gar nicht darauf ein u man kann f diese Weise wohl vorzüglich[?auch analytisch]  
 32 eine große Menge v  $\text{As}^2$  ziehen u entdecken. (Wäss)rige Tr zieht schon in der Kälte  
 33 viel  $\text{Sb}^2\text{O}^3$  s; bei gelinder Digestion wird Alles Oxyd sgezogen u wenn man  
 34 dieses Oxyd t  $\text{H}^2\text{S}$  darin niederschlägt, so läßt sich nach dem gefällten Sulfid die  
 35 Menge des  $\text{Sb}^2\text{O}^3$  genau bestimmen im Kermes.  
 36 Antimonwasserstoff =  $\text{H}^6\text{Sb}^2$  diese Verbindung entsteht sehr leicht wenn man  $\text{Sb}^2$   
 37 oder  $\text{Sb}^2\text{O}^3$  t  $\text{Zn}$  u  $\text{SO}^3$  zusammenbringt; wendet man  $\text{Sb}^2\text{S}^3$  an, so entweicht zugleich  
 38 etwas  $\text{H}^2\text{S}$  uhngefähr so als wenn das der Fall ist t den Oxyden des  $\text{As}^2$  u  $\text{As}^2\text{S}^3$ ; das Gas  
 39 ist farb u geruchlos. Durch eine erhitze Glasröhre geleitet zerlegt es sich in  $\text{Sb}^2$  u  $\text{H}^6$   
 40 aber weniger leicht als  $\text{As}^2\text{H}^6$ ; angezündet brennt es t einer weiß u etwas bläulichen  
 41 Flamme u setzt  $\text{Sb}^2$  genau wie  $\text{As}^2\text{H}^6$  Metall ab. Es ist indifferent.  $\text{Cl}^2$ ,  $\text{Hg}^2$   $\text{Cu}^2$ ,  $\text{Ag}$  basen[?]  
 42 wirken darauf ein wie f das  $\text{As}^2\text{H}^6$ ; das  $\text{N}^2\text{O}^5 + \text{AgO}$  giebt 1 schwarzen Ndrschlg v reduziertem  
 43  $\text{Ag}$  u Antimon.  
 44 Brechweinstein<sup>976</sup> = das  $\text{KO} + \text{Sb}^2\text{O}^3 + \text{Tra} + 2 \text{ aq}$ . Allemale Tr ist aber  
 45 =  $\text{Ta} = \text{C}^8\text{H}^7\text{O}^8$  nemlich diese Sre befindet sich in dem verwitternden Salze

-198-

01 Der Brechweinstein bildet sich sehr leicht wenn man fein gepulv. Weinstein mit  
 02 irgendeinem Oxydsulfid oder  $\text{Sb}^2\text{O}^3$  zusammen digerirt mit so viel (Wasser) als zur Lösung  
 03 des Brechweinsteins erforderlich ist. Selbst das geschmolzene  $\text{Sb}^2\text{O}^3$  lösen sich binnen  
 04 kurzer Digeration auf, wenn sie fein gepulvert sind. Es kommt natürlich darauf an  
 05 daß [man] die gehörige Menge  $\text{Sb}^2\text{O}^3$  nimmt, 1 at Weinst. 1  $\text{Sb}^2\text{O}^3$ ; ein ganz kleiner Ueber-  
 06 schuß v Weinstein scheint die Xstallisation zu befördern u die Niederschläge[?]<sup>977</sup>. Hat man  
 07 ein unreines Oxyd so muß der Brechweinstein schlecht werden. Namentlich ist es das weinsre  
 08  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  u  $\text{CaO}$  welche den Xstallen noch anhängen, das nach der sächsischen Pharm. bereitete  
 09 ist sehr schön weiß, aber er ist leicht  $\text{SO}^3$  haltig. Bei der Darstellung s irgendein[em]  
 10 Oxydsulfid kommt es noch darauf an, daß das Oxyd so wenig  $\text{Sb}^2\text{O}^4$  enthalte als möglich  
 11 weil sonst andrer[?] Brechweinstein t  $\text{Sb}^2\text{O}^4$  entsteht, dieser giebt zuletzt bei der Xstallisation  
 12 eine schwierige Verbindung. Man muß wenn man digerirt die Flüssigkt nun  
 13 lauwarm filtriren, damit der Ueberschuß v Weinstein gleich zu ausbleib[?], sie wird  
 14 nun eingedampft; man läßt das Salz xstallisiren u wiederholt das Abdampfen; in der  
 15 Mutterlauge bleibt das meiste Fe zurück; manchmal giebt sie noch Xstalle wenn  
 16 man 1 wenig Weinstein fs neue zusetzt. Auf den Xstallen setzen sich manchmal feine  
 17 nadelförmige Xstalle v  $\text{CaO}, \text{Tr}$  ab. Das getrocknete Salz wird in 1nem Mörser zerrieben  
 18 u dann in 16-18 Th. kaltem (Wasser) fgelöst u die Absicht ist blos den Brechweinstein aufzulösen  
 19 nicht aber den Weinstein. Auch t dem 8fachen (Wasser) kann man ihn erwärmen bis etwa 40q

#### Formel 140

<sup>976</sup> Es handelt sich um Kaliumantimonotartrat, das - wie der Name sagt - als Brechmittel vielfache Verwendung fand.  
<sup>977</sup> unleserlich, vielleicht: „Ausbeute“, „Erträge“, aber auch: „Kristalle“ möglich

20 es lößt sich hier ebenso gut nur der Brechweinstein auf; man filtrirt u läßt die Flüssigkt  
 21 erkalten; man kann also diese Salze durch Wiederholung reinigen. Größere Mengen  
 22 des Brechweinsteins lassen sich auch digeriren in 1 kupfern Kessel, das blanke Cu wird  
 23 von Weinstein nicht angegriffen wenn  $\text{Sb}^2\text{O}^3$  hinreichend vorhanden ist. Außerdem sonst  
 24 immer Porzellan [verwenden].  
 25 Das Salz xstallisirt in vollständigen Tetraädern u das meistens in Zweieckigen[?]  
 26 oder Octaädern; glasglänzend, ohne alle Färbung; beim Liegen an der Luft beschlagen  
 27 sie sehr bald u werden gelb, zuletzt zerfallen sie ganz zu einem lockeren Haufen ab,  
 28 man bewahrt sich[sie] am besten in Korkstöpseln geschlossenen Gläsern auf. Es verliert durch die Ver-  
 29 witterung das Xstall(wasser); vor der L. f. d. C. knistert es 1 wenig manchmal ziemlich stark,  
 30 verkohlt, riecht nach verbrennenden Tr u es reduzieren sich Metallkugeln v  $\text{Sb}^2$ ; werden  
 31 diese stark angeblasen, so bemerkt man immer 1 schwachen Geruch nach  $\text{As}^2$ ; man kann  
 32 schwerlich einen absolut reinen Brechweinstein darstellen, indessen wenn, man nach der  
 33 Stärke des arsenikalischen Geruch geht; so ist das s Cermes oder Vit. antim. [hergestellte] am wenigsten  
 34  $\text{As}^2$  haltig. Die Angabe, daß der Brechweinstein immer absolut rein sei v  $\text{As}^2$  ist nach  
 35 Heinrich irrig. Man kann f keine andere Weise diese Spuren von  $\text{As}^2$  nachweisen. Im  
 36 verschlossenen geglüht wird durch die C auch K reduziert; man bekommt ein K haltiges  
 37  $\text{Sb}^2$ , wenn dieses  $\text{Sb}^2$  angehaucht oder befeuchtet wird, so explodirt die Masse heftigst.  
 38 Man hat angeführt, daß man in diesem  $\text{Sb}^2 \text{As}^2$  [au]ffinden könne. 100 Th. (Wasser) lösen in  
 39 der Kälte 7 Th. Brechweinstein f, kochendes (Wasser) 53 Th. In 15-19 Th. kaltes (Wasser) muß sich der  
 40 feingeriebene Brechweinstein ganz lösen, ohne Abscheidung v Weinstein oder  
 41  $\text{CaO} + \text{Tr}$ . Die Lösung muß farblos sein, reagirt schwach sauer.  $\text{H}^2\text{S}$  giebt eine  
 42 orangefarbene Flüssigkt; leitet man  $\text{H}^2\text{S}$  hindurch lange, so bildet sich ein starker  
 43 rother Ndrschlg, aber wenn man Alles  $\text{Sb}^2$  fällen will, so muß man etwas freie Sren  
 44 zusetzen; also verhält sich das  $\text{Sb}^2$  gerade wie  $\text{As}^2\text{O}^3$ ; S ammonium bringt gar keine  
 45 Fällung hervor, aber auch nach Zusatz von Säure; aetzendes KO giebt einen weißen Ndrschlg,  
 46 der sich in KO völlig wieder lößt;  $\text{CaO}$  könnte sich vielleicht absetzen das Fe nicht;  $\text{H}^6\text{N}^2$  giebt  
 47 allmähig einen sehr weißen Ndrschlg v  $\text{Sb}^2\text{O}^3$ ;  $\text{KO}, \text{CO}^2$  giebt ebenfalls einen langsam

-199-

01 entstehenden Ndrschlag,  $\text{H}^8\text{N}^2, \text{O}, \text{CO}^2$  bringt erst nach längerem Stehen 1 weißen xstallinischen  
 02 Ndrschlg hervor. Kalk(wasser) giebt eine starke Fällung;  $\text{H}^2\text{Cl}^2$ ,  $\text{N}^2\text{O}^5$ ,  $\text{SO}^3$  geben starke  
 03 Ndrschläge; in 1 Ueberschuß v  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  lößt sich der Ndrschlg wieder auf; durch Zusatz  
 04 von (Wasser) entsteht aber Pulv. algarothii wieder. Tr giebt bei gehöriger Concentration  
 05 einen starken xstallinischen Ndrschlg, der Brechweinstein wird dann zersetzt, selbst bei  
 06 starker Verdünnung wirkt die Tr zersetzend ein. Gerbsäure bringt t der Lösung  
 07 einen gelblich weißen oder auch ganz weißen Ndrschlag hervor; am besten von einem  
 08 ganz frischen (wässrigen) Galläpfel[au]fgüssen.  $\text{KO} + \text{Ö}$  giebt damit keine Trübung von  $\text{CaO}, \text{Ö}$ .  
 09  $\text{BaCl}^2$  zeigt  $\text{SO}^3$  an,  $\text{PbO}, \text{Ä}$  giebt 1 Ndrschlg der sich in Ä wieder auflöst; setzt man  
 10 nun vorher zum Brechweinstein Ä u dann  $\text{PbO}, \text{Ä}$  so entsteht noch 1 Trübung wenn  
 11 Weinstein noch im Brechweinstein enthalten war; selbst noch 1/2 %. Man muß aber vor-  
 12 sichtig sein; wenn man allzuviel  $\text{PbO}, \text{Ä}$  zufügt, so bekommt man 1 Ndrschlg auch dann  
 13 wenn gar kein freier Weinstein vorhanden ist; Mit Zn u  $\text{SO}^3$  reduziert sich sehr schnell  
 14  $\text{Sb}^2$  s der angezündeten Gasflamme; die Flocken des  $\text{Sb}^2$  dürfen nicht verschwinden im  
 15 unterchlorigsaurem Natron.  
 16 Brechwein. Früher digerirte man sauren Wein mit einem Oxöd oder Oxý[-]  
 17 sulfid des  $\text{Sb}^2$  u folglich entstanden durch die Digestion ein Doppelsalz gerade wie  
 18 Brechweinstein in geringer Menge. Dieser Vin. antim. stefhan.[?]<sup>978</sup> war im wesentlichen[?]  
 19 nicht verschieden von der Aq. vendite Rulandi, durch Digestion des metall.  $\text{Sb}^2$  t  
 20 Franzwein<sup>979</sup>. Gegenwärtig bereitet man ihn am besten durch Lösen v Brechweinstein  
 21 in Malaga; der Brechweinstein wird in dieser Lösung nicht verändert so bald der  
 22 Malaga gut[?] ist u namentlich keine freie Säure enthält; er bleibt jahre-  
 23 lang unverändert u es bildet sich kein Bodensatz. Mit  $\text{H}^2\text{S}$  färbt sich der

<sup>978</sup> F. P. DULK (1833) nennt diese Darreichungen nicht, PIERER (1841), Bd 4, 288 erwähnt stattdessen den „aqua benedicta Rulandi“ und „vin antimonii Huxanii“.

<sup>979</sup> französischer Wein

- 24 Brechwein nur gelb, u fügt man  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  zu, so entsteht ein rother Ndrschlag  
25 v Goldschwefel. Wird der Brechweinstein in sren Wein gelöst, so scheidet sich  
26 binnen kurzer Zeit fast alles  $\text{Sb}^2\text{O}^3$  s der Flüssigkt.

-200-

- 01 Erzmatalle welche auf nassem Wege Sulfide bilden  
02 u in Schwefelalkalien unlöslich sind oder el+ Erzmatalle  
03  
04 Mangan = Mn = 1at = 1aeq = 34,589; in der Natur kommt das Mn für  
05 sich nicht vor, das bei weitem gewöhnlichste Vorkommen ist im Zustande eines Oxydes  
06 u fast beständiger Begleiter des Eisens in den Mn oxyden findet sich immer mehr  
07 oder -[weniger] Eisen; es läßt sich durch Glühen t Kohle reduzieren, aber außerordentlich  
08 schwer, nur in kleinen Mengen in Schmiedeessen; es ist ein grauweißes nicht  
09 stark glänzendes Metall, feinkörnig f dem Bruch v 8,013 spec. Gew. streng  
10 flüssiger als Fe; bei gewöhnlicher Temperatur nicht magnetisch bei -210 folgt  
11 es dem Magnet; an der Atmosphäre oxydirt sich das Metall sehr leicht, durch  
12 den O der Luft, wenn es unter luftfreiem (Wasser) liegt[,] so soll es das (Wasser) nicht zer=  
13 setzen aber t Hülfe der Sren schneller als Fe u Zn; es ist ein stark el+ Metall  
14 u verbindet sich deshalb t den Halogenen schnell, aber es hat zugleich eine Neigung  
15 noch mehr als das Fe Säuren zu bilden, von denen auch eine beständiger ist  
16 als die Eisensäure; mit den Metallen kann es sich auch verbinden bei Gegenwart  
17 des Fe wird es auch leicht reduziert. Das Mn bildet 3-4 Oxyde u 2 Säuren  
18 Manganoxydul =  $\text{MnO}^{980}$ ; es läßt sich nur schwierig darstellen wenn  
19 man reines Oxyd in einem Flintenlauf erhitzt u H gas darüber leitet; hierbei  
20 wird alles überschüssige O welches mehr als 1 at beträgt entfernt, aber es ent=  
21 steht kein reduziertes Metall; wenn man  $\text{MnO}+\text{O}$  in einer Glasretorde er-  
22 hitzt, so entweichen  $\text{CO}^2$  u  $\text{CO}^2[\text{CO}]$  u  $\text{MnO}$  bleibt zurück; es ist ein blaßgraues  
23 Pulver, welches nur durch heftiges Glühen t Kohle regulin[isches] Mn giebt; es ver- **Formel 141**  
24 ändert sich an der Luft sehr bald u geht in Oxyd über. In Sren löst es sich sehr leicht  
25 auf u ist eine sehr starke Salzbasis u vermag die Reaktion der Säuren vollständig  
26 [au]fzuheben u namentlich kann man das  $\text{MnO}, \text{SO}^3$  durch Glühen vollkommen neutral  
27 machen. Die Salze sind ganz farblos; aber manchmal auch rosenroth u farblose Lösungen  
28 eine röthliche Farbe rührt vom beigemischtem Oxyd [her]. Die Salze t starken Säuren ver-  
29 ändern sich an der L[uft]. nicht; s diesen Salzen wird das  $\text{MnO}$  als ganz weißes Hydrat  
30 gefällt, aber es bleibt nicht in diesem Zustande sondern an der Luft sehr schnell  
31 braun wird; von den kohlenhren Alkalien wird ganz weißes  $\text{MnO}+\text{CO}^2$  gefällt,  
32 (wasser)frei; aber wenn man die Flüssigkt kocht, so wird der Ndrschlg bräunlich bis braun  
33 weil sich etwas  $\text{MnO}^2$  hydrat bildet; die  $\text{CO}^2$  ist keine starke Säure; das Oxydul  
34 hat Aehnlicht t der Talkerde<sup>981</sup>, daß es t den  $\text{H}^6\text{N}^2$  salzen flösliche Doppelsalze giebt  
35 die durch die ätzenden Alkalien nicht zersetzt werden, allein wenn diese Flüssigkt  
36 der Luft sgesetzt bleibt, so geht das Oxydul in Oxyd über u färbt sich braun. Alle  
37 leicht oxydirenden Substanzen[, wie] Chlorkalk,  $\text{NaO}, \text{Cl}^2\text{O}$  bewirken in den  $\text{MnO}$  salzen  
38 einen braunen Ndrschlg v Mn Oxyd das selbst schwarz wird u in Superoxyd über  
39 geht;  $\text{H}^2\text{S}$  giebt in den neutralen  $\text{MnO}$  salzen keinen Ndrschlg oder nur bei langem  
40 Hindurchleiten einen höchst geringen u jede Spur v Sren, selbst  $\text{Ä}$  verhindert den Ndrschl  
41 u löst ihn wieder auf. S ammonium dagegen giebt einen röthlich weißen Ndrschlg von  
42 Mn sulfidhydrat, das reine Sulfid ist aber ganz weiß, wie die reinen Oxydulsalze.  
43 Die röthliche Farbe rührt v Supersulfid her durch gelbes S ammonium, oder v

-201-

- 01 Supersulfidoxyd.  
02 Manganoxýdoxydul, rothes Manganoxýd =  $\text{MnO}+\text{Mn}^2\text{O}^3 = \text{Mn}^3\text{O}^4$

980 Die heutige Bezeichnung lautet Manganoxid oder Mangan-(II)-oxid ( $\text{MnO}$ ).  
981 Magnesiumoxid ( $\text{MgO}$ )

03  $=\text{MnO}^{11/3}$  Dieses entsteht s den höheren Oxydationsstufen durch heftiges  
 04 Glühen, zb. s dem Braunstein, ebenso wenn man Oxydul der Luft ssetzt, auch  
 05 bildet es offenbar eine Uebergangsstufe bei der Oxydation des Oxydulhydrat, aber  
 06 freilich kann man dieses nicht immer ganz genau dieses v folgenden Oxyden unterscheiden.  
 07 Denn nach Art der Entstehung ist es bald zimmtbraun, rothbraun, braunroth.  
 08 Dieses Oxyd löst sich in conc.  $\text{SO}^3$  t rother Farbe auf, aber es bildet keine  
 09 eignen leicht absundernd[?] <sup>982</sup> Salze. Die Amethystrothe <sup>983</sup> Perle t Borax rührt von  
 10 diesem Oxyde her. In sehr verdünnter u reiner  $\text{N}^2\text{O}^5$  löst es sich nicht f u  
 11 man kann es v  $\text{MgO}$  u  $\text{CaO}$  durch diese Sre trennen; conc.  $\text{N}^2\text{O}^5$  löst aber Oxydul  
 12 f, u ebenso warme  $\text{N}^2\text{O}^5$ . Alle leicht reduzierenden Körper bringen eine Entfärbg  
 13 der rothen Aflösung hervor, oder bewirken 1 Aflösung des Oxydoxydul zb:  $\text{H}^2\text{S}$ ,  $\text{N}^2\text{O}^3$   
 14  $\text{SO}^2$  u dergl.[eichen] mehr; von Salzsre wird es farblos fgelöst unter Chlorentwicklung.  
 15 Wenn man zu der Lösung des Oxyd[s] in conc.  $\text{SO}^3$  (Wasser) zusetzt, so wird allmählig  
 16 das Oxydoxydul gefällt u bei langsamem Afnahme v (Wasser) scheidet es sich metallisch  
 17 glänzend s, die rothe Lösung giebt t KO einen braunen Ndrschlag, als Hydrat.  
 18 Manganoxyd  $= \text{Mn}^2\text{O}^3$  es entsteht bei schwachem Rothglühen des  $\text{MnO}$  oder  
 19 Oxydoxydul, es wird also hierbei noch mehr O fgenommen; der Unterschied am  
 20 O gehalt ist 1 vorher geglüht[?] sehr gering, u bei Bestimmung kl. Mengen des Mn  
 21 ist es v keiner Bedeutung ob man das Oxyd oder Oxydoxydul der Rechnung unterlegt.  
 22 Es bildet sich auch durch Einwirkung v  $\text{Cl}^2$  f das  $\text{MnO}$  oder Oxydoxydul, wenn die  
 23 Einwirkung des  $\text{Cl}^2$  nicht zu lange währt; es setzt sich manchmal s dem Brunnen(wasser)  
 24 ab, wenn dieses reich an Manganoxydul ist. Dieses Oxyd ist entweder schwarz  
 25 oder dunkelbraun u enthält gewöhnlich (Wasser), wenn es nicht geglüht worden ist; es  
 26 löst sich in verdünnter schwacher  $\text{N}^2\text{O}^5$  nicht auf; aber wird durch  $\text{N}^2\text{O}^3 + \text{N}^2\text{O}^5$ , durch  
 27  $\text{N}^2\text{O}^5$  u Zucker u Alkohol leicht fgenommen; Salzsre entwickelt sehr viel  $\text{Cl}^2$  das  
 28 dann beim Kochen farblos wird. Man kann dieses Oxyd nur insofern als eine  
 29 Salzbasis gelten lassen, als es sich in  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  anfangs t brauer Farbe flöst u t  
 30  $\text{SO}^3$  t colenebinrother[?] Farbe.  
 31 Mangansuperoxyd  $= \text{MnO}^{2984}$ . Dieses entsteht auch durch  $\text{Cl}^2$  oder conc.  $\text{N}^2\text{O}^5$   
 32 s anderen Oxyden, aber es verliert sehr leicht  $1/2$  at O u geht in das vorher  
 33 vorhandene zurück; es ist ganz schwarz u manchmal metallisch glänzend, schon durch  
 34 schwaches Glühen verliert es etwas O, durch starkes  $2/3$  Atome. Mit conctr.  $\text{SO}^3$  er-  
 35 hitzt entweicht sehr leicht 1 ganzes Atom u  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  entwickelt sehr leicht  $\text{Cl}^2$  u giebt  
 36 eine braune Lösung.  
 37 Die verschiedenen Oxyde des Mn kommen für sich vor bis f das Oxydul u zwar  
 38 t (Wasser) u ohne (Wasser), miteinander gemengt u verunreinigt. Man unterscheidet  
 39 immer am besten, 1 Weichmanganerz oder Pyrolusit <sup>985</sup>, mehr oder weniger reines  
 40 Superoxyd; es bildet meistens concentrisch strahlige zusammengewachsene Xstal[l-]  
 41 Gruppen[,] stellt sich übrigens auch manchmal in großen geraden rhombischen Prismen dar.  
 42 In der Glasröhre giebt dieses nur Spuren von (Wasser) [a]b, u enthält wenig  $\text{BaO}$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{Al}^2\text{O}^3$

-202-

01  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  u dergl. Das zweite Oxyd ist der Braunit <sup>986</sup>; es [ist] dieses  $\text{Mn}^2\text{O}^3$  u xstallisirt  
 02 in quadratischen Ocktaädern u kommt im Ganzen vor in[als] Ilmenit <sup>987</sup>; dem folgt Manganit <sup>988</sup>,  
 03 Glanzmanganerz -  $\text{Mn}^2\text{O}^3 + \text{Aq}$ ; es kommt in großer Menge vor meist t dem

<sup>982</sup> Wahrscheinlich war hier „abzusondernde“ gemeint.

<sup>983</sup> Eine hellviolette Farbe vom Amethyst, einem kristallinischen Quarz, abgeleitet, vgl. H. LÜSCHEN (1968), 173.

<sup>984</sup> Wird heute als Mangandioxid oder Mangan-(IV)-oxid ( $\text{MnO}_2$ ) bezeichnet.

<sup>985</sup> Manganoxid besteht nach neuesten Erkenntnissen aus zwei Hauptkomponenten, nämlich „Pyrolusit“ und „Psilomelan“, vgl. H. LÜSCHEN (1968), 271.

<sup>986</sup> Wurde benannt nach dem Kammerrat Wilhelm Braun (1790–1872) in Gotha und ist Mangan-(II,IV)-oxid ( $\text{Mn}_2\text{O}_3$ ), vgl. H. LÜSCHEN (1968), 271.

<sup>987</sup> Alter Name, ist heute nicht mehr gebräuchlich, vgl. hierzu H. LÜSCHEN (1968), 271; der ähnliche Begriff „Ilmenit“ beschreibt ein Mineral aus Titaneisen und kann hier eigentlich nicht gemeint sein.

<sup>988</sup> Die heutige Formel ist  $\text{Mn}_2\text{O}_3 \cdot x \text{H}_2\text{O}$ . 1827 benannt durch Wilhelm Haidinger (1795–1871), vgl. H. LÜSCHEN (1968), 271.

04 Pyrolusit gemengt, aber auch in geraden rhombischen Prismen, schön xstallisirt; in  
 05 der Glasröhre giebt es sehr viel (Wasser) s u entwickelt weniger O u  $\text{Cl}^2$  als das Pyrolusit.  
 06 Hausmannit<sup>989</sup>, Schwarzmanganerz, es ist das Oxydoxydul =  $\text{Mn}^3\text{O}^4$  selten findet  
 07 sich das Mineral für sich in 4[qua]dratisch Octaädern sxstallisirt, aber im Braunstein  
 08 oft enthalten; xstallisirt; conc.  $\text{SO}^3$  färbt sich schnell damit[?].  
 09 Wad<sup>990</sup>, bildet nierenförmige traubige oder getropfte Gestalten, es kommt  
 10 im Ganzen selten vor, wenn man hier nicht her zählt dem Mule<sup>991</sup> als daß  $3\text{M}[\text{n}]^3\text{O}^4 + 1\text{aq}$   
 11 Hartmanganerz = Psilomelan<sup>992</sup>; im wesentlichen ist es halbes  $\text{Mn}^2\text{O}^3$ , aber gewöhnlich  
 12 stark verunreinigt t  $\text{Fe}^2\text{O}^3$ ,  $\text{BaO}$ ,  $\text{Al}^2\text{O}^3$ ,  $\text{CuO}$ ; für sich geglüht liefert es nur  
 13 wenig O ab t Salzsre gekocht, viel Cl gas; es ist daher nicht nutzlos, aber weniger  
 14 gut als die Oxyde des Mn. Es zeichnet sich s, daß es gar nicht xstallinisch, sondern  
 15 traubig ist, u meist so hart, daß es am Stahle Funken giebt.  
 16 Manganmulle oder auch erdiges Manganerz oder lockeres erdiges Wad; ein  
 17 solches enthält sehr wenig  $\text{Mn}^2\text{O}^3$ , welches oft als schwarz u schwarzbraunes Pulver dem Braunstein  
 18 beigemischt wird u so gemahlen als dann in[?] Braunstein in den Handel gebracht wird.  
 19 Es findet sich viel  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  hydrät, nach Umständen auch erdige Theile,  $\text{CuO}$ , noch gar Pb super-  
 20 oxydul; mit conc.  $\text{SO}^3$  übergossen färbt sich diese manchmal schnell roth, daß zum Zeichen  
 21 Manganoxidoxydul darin ist, aber gewöhnlich enthält es nur Manganit.  
 22 Bei der Verwendung des Braunsteins zu chem. Zwecken kommt alles darauf [an,] die  
 23 möglichst größte Menge v Pyrolusit darin zu haben u möglichst wenig fremde  
 24 Beimengungen; kocht man t Salzsre so scheiden sich erdige Theile s, u man kann  
 25 das Fe natürlich f bekannte Art trennen. Wird blos t Salzsre gekocht so entweicht  
 26 Chlor, u dieses kann man quantitat[iv] bestimmen; t Ag lösung oder salpetersres AgO ammoniak  
 27 oder sie einleitet; in (Wasser) in welchem man Calomel suspendirt hat.  
 28  
 29 Mangansäure =  $\text{MnO}^3$  für sich ist die Sre nicht bekannt; wenn man  
 30 aber =[gleiche] Theile Mn superoxyd oder guten Braunstein u KO teinander schmilzt,  
 31 so entsteht eine dunkelgraue zusammen geschmolzene Masse v basischem KO+ $\text{MnO}^3$ ,  
 32 wird diese Masse t (Wasser) übergossen, so lößt sich das Salz f u man kann es in grünen  
 33 Xstallen erhalten, aber es muß stets einen Ueberschuß v KO enthalten; wenn man  
 34 den Ueberschuß des KO wegnimmt durch  $\text{CO}^2$ , durch Verdünnen t (Wasser), Hinstellen an di  
 35 Luft, schlägt sich Manganoxyd nieder u die Flüssigkt wird amathystroth u es  
 36 entsteht übermangansres Kali. Bleibt die Flüssigkt lange stehen, so zersetzt  
 37 sich auch dieses u die Flüssigkt wird farblos; wegen dieser Farbverwandlungen  
 38 nannte man die geschmolzene Masse Chamaeleon minerale<sup>993</sup>. Man kann auch  $\text{BaO}$   
 39 anwenden ja in geringer Menge bringen auch kohlsre Alkalien u alkalische Erden Massen her-  
 40 vor u es entstehen alsdann ammergrün gefärbte Salze; auch wenn man t salpetersren Salzen  
 41 t einem Oxyd des Mn glüht, jedoch weil man dann stets glühen muß, so bildet sich das  
 42  $\text{KO} + \text{MnO}^3$  weniger leicht. Der Zutritt, s bei der Anwendung v aetzenden oder kohlsren

-203-

01 Alkalien ist nicht nothwendig obwohl es die Bildung des  $\text{MnO}^3$  erleichtert. Wird die  
 02 grüne Auflösung ihres Ueberschusses von Alkali beraubt, so entsteht die Ueber-  
 03 mangansre; der sich abscheidendes O bleibt wahrscheinlich in der Flüssigkt; wenn man  
 04 Mangansre,  $\text{BaO}$  in Uebermangansres  $\text{BaO}$  verwandelt u die dunkelrothe Flüssigkt t  $\text{SO}^3$   
 05 versetzt, so bleibt in der Lösung die  $\text{Mn}^2\text{O}^7$ , man kann diese langsam abdampfen aber  
 06 nicht erwärmen bis zu  $300^\circ$  denn sonst [entsteht] augenblicklich  $\text{MnO}^2$  u O u die Flüssigkt

**Formel 142**

**Formel 143**

- 
- 989 Hartbraunstein, benannt nach Johann Friedrich Ludwig Hausmann (1811–1859) besteht aus  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ , vgl. H. LÜSCHEN (1968), 271.
- 990 Englischer Bergmannsausdruck für bestimmte Erze, wurde von Richard Kirwan (1733–1812) in die Wissenschaft eingeführt, bedeutet auch „Watte“, vgl. PIERER (1844), Bd 25, 413.
- 991 interpretiert, vielleicht auch „Wule“, nicht bekannter Begriff im PIERER
- 992  $\text{MnO}_2$  ist ein Hartmanganerz, benannt durch Wilhelm Haidinger (1795–1871), psilo (griech) = kalt und melon (griech) = schwarz.
- 993 „Mineralisches Chamäleon“ durch die Verwandlung von Mn-(VI)- in die Mn-(VII)-Verbindung, wie hier beschrieben von grün nach violett, über die Reaktion vgl. HOLLEMAN/WIBERG (1985), 1115.

07 wird farblos. Die  $\text{Mn}^{2+}$  oder auch die  $\text{MnO}^{2+}$  geben ihren Ueberschuß an O ungemein  
 08 leicht an andere Körper ab, selbst in Verbindungen von KO; selbst wenn man diese Flüssigkt  
 09 filtrirt durch Papier, so wirkt das Papier schon desoxydirend. Zucker, Alkohol u andere  
 10 organ. Substanzen wirken noch leichter; man benutzt selbst das  $\text{Mn}^{2+}$ +KO als  
 11 ein Mittel organ. Substanzen langsam zu oxydiren. Die reine  $\text{Mn}^{2+}$  wirkt  
 12 ungemein bleichend selbst stärker als H superoxyd. Mit Salzsäure giebt das Chamaeleon  
 13 minerale leicht  $\text{Cl}^{2-}$  [a]b  
 14  
 15 Schwefelsaures Manganoxydul<sup>994</sup> =  $\text{MnO} + \text{SO}_3 + 4\text{aq}$  Wenn [man] Braunstein  
 16 oder geglühter Braunstein t  $\text{SO}_3$  behandelt, so erhält man 1 rothe Flüssigkt, wegen 1 kl. Menge /des fgelöbten  
 17 Oxydoxydul. Wird die filtrirte Flüssigkt zur Trockne abgedampft u geglüht, so  
 18 geht überschüssiges  $\text{SO}_3$  weg; das  $\text{MnO} + \text{SO}_3$  wird in basisches verwandelt, man kann  
 19 s dem geglühten Rückstand völlig neutrales  $\text{MnO} + \text{SO}_3$  ziehen. Wenn in der  
 20 Flüssigkt noch Fe ist so dampft man auch ein[?] u glüht noch 1mal; natürlich kann man  
 21 auch  $\text{MnO} + \text{CO}_2$  in  $\text{SO}_3$  flösen u abdampfen. Das Salz xstallisirt ziemlich leicht  
 22 in großen Prismen; wenn es säuerlich ist, so zerfließt es leicht; die (wässrige) Lösung  
 23 ist völlig farblos röthet Lackmuspapier nicht, verändert sich auch an der Luft nicht;  
 24 es verträgt ein ziemliches Glühfeuer, ehe es eine Zersetzung erleidet[?].  $\text{H}_2\text{S}$  verändert  
 25 die Lösung nicht. Manchmal mal[?] ist es rosenroth gefärbt von beigemischtem Oxydoxydul.  
 26 Manganchlorür<sup>995</sup> Man kann es durch Auflösen eines reinen  $\text{MnO}^{2+}$  in Salzsäure  
 27 bereiten, es xstallisirt in Prismen u verändert sich an der Luft gar nicht; man  
 28 kann es abdampfen, wo[bei] man das Salz ganz trocken erhält; das Chlorür absorhirt noch  
 29 sehr viel Cl gas; das Mangansuperchlorid<sup>996</sup> im (wasser)freien Zustande bildet rothe Dämpfe,  
 30 auch das Chlormangan läßt sich an der Luft abdampfen ohne zersetzt zu werden.  
 31 Es bildet wie das  $\text{MnO} + \text{SO}_3$  mit anderen Salzen ganz ähnliche Doppelsalze wie  
 32 die Chlorid- u schwefelsren Salze t Alkalien u alkalischen Erden.  
 33 Das phosphorsaure Manganoxydul es verhält sich der Talkerde sehr gleich u liefert  
 34 wie diese t  $\text{H}^+\text{N}^{2-}$  ein unlösliches Doppelsalz.  
 35 Kohlensaures Manganoxydul ist ein weißes Pulver; das natürliche erscheint[?]  
 36 als ein rosenrothes Mineral, welches wie  $\text{MgO} + \text{CO}_2$  in Rhomdaädern xstallisirt.  
 37 Wenn aber der weiße Ndrschlg gekocht wird, so wird es bräunlich weil die  $\text{CO}_2$   
 38 nicht im Stande ist die Oxydation des Oxyduls ganz zu verhindern. Das frisch gefällte  
 39  $\text{MnO}, \text{CO}_2$  lößt sich in der  $\text{CO}_2$  ebenso leicht auf wie das  $(\text{CaO}) \text{MgO}, \text{CO}_2$  u man  
 40 kann daher f diese Weise das  $\text{Fe}^{2+}\text{O}^{3-}$  v[om] Mn trennen. [Au]s der Auflösung in  $\text{CO}_2$  scheidet  
 41 sich das MnO in der ersten Zeit nicht ab; kocht man aber die Flüssigkt, so scheidet sich  
 42 braungefärbtes  $\text{MnO} + \text{CO}_2$  ab. Durch Glühen verliert es seine  $\text{CO}_2$  sehr leicht u geht  
 43 in Oxydoxydul wahrscheinlich unter Zersetzung der  $\text{CO}_2$ ; wie es der Fall ist bei dem  
 44 Glühen des  $\text{FeO}, \text{CO}_2$ .

-204-

01 Eisen = Fe = 1at = 1aeq, das bis dahin immer gebrauchte At.gew. v Berzel[ius] fge-  
 02 stellt, war = 33,9205; nach Heinrich 34,9533; nach Berzel. neuster Bestimmung  
 03 ist = 35,0527; nach Erdmann<sup>997</sup> u Mar[s]chand<sup>998</sup> = 35,000. Das Fe findet sich in der Natur  
 04 nirgends gediegen sgenommen im Meteoreisen; es ist außerdem aber das ausgebreitetste  
 05 Metall u findet sich in allen Organismen. Die Verbindungen s welchen wir das Fe  
 06 darstellen können sind nur Oxyde des Fe, natürlich mehr oder weniger rein; das Haupt-  
 07 mineral ist  $\text{Fe}^{2+}\text{O}^{3-}$  oder  $\text{Fe}^{2+}\text{O}^{3-} + \text{aq}$ ; sodann das  $\text{FeO}, \text{CO}_2$  als Spatheisenstein<sup>999</sup>; letzteres

<sup>994</sup> Mangan-(II)-sulfat ( $\text{MnSO}_4 \times 4 \text{H}_2\text{O}$ )

<sup>995</sup> Mangan-(II)-chlorid ( $\text{MnCl}_2$ )

<sup>996</sup> Hier handelt es sich um  $\text{H}_2\text{MnCl}_5$ , dem nur als Chlorokomplex stabilen Mn-(III)-chlorid, vgl. HOLLEMAN/WIBERG (1985), 1113.

<sup>997</sup> Otto Linné Erdmann (1804–1869) lehrte als Pharmazie- und Chemieprofessor in Leipzig.

<sup>998</sup> Richard Felix Marchand (1813–1850) war Professor in Halle und gab mit Erdmann das „Journal für praktische Chemie“ heraus.

<sup>999</sup> Eisen-(III)-carbonat ( $\text{Fe}_2\text{CO}_3$ ), der Begriff wurde von Abraham Gottlob Werner (1750–1817) geprägt, wurde auch Eisenspat, Siderose, Siderit, Stahlerz und Stahlstein genannt, vgl. H. LÜSCHEN (1968), 212.



08 enthält immer ziemlich viel Mn u so erhält man immer ein sehr Mn haltiges Fe  
09 paßlich[?] für Stahlbereitung daher auch Stahlstein genannt; aber dieses Mineral findet  
10 sich im Ganzen selten. Der Rotheisenstein<sup>1000</sup> ist entweder sehr kalkhaltig oder er ist  $\text{SiO}^3$   
11 haltig oder Thon haltig u heißt  $\text{SiO}^3$  eisenstein. Man glüht den Eisenstein t Kohle  
12 wobei da[n]n  $\text{CO}^2$  gas entweicht weil zur Reduktion eine sehr hohe Temperatur gehört.  
13 Es würde aber das Fe s der Masse sich nicht absetzen können als wirklich fließendes Metall  
14 u so muß man noch Substanzen zufügen welche die beigemengten Erden in Fluß bringen,  
15 sie zu Glas schmelzen, ebenso wenn CaO vorhanden ist, so setzt man hinzu so setzt man CaO zu.  
16 Die Zuschläge richten sich lediglich nach den vorhandenen Erzen; auch braucht man nicht  
17 gerade reinen Kalk, sondern man nimmt Flußspat<sup>1001</sup> oder Silicate, z.B. Grünstein<sup>1002</sup>,  
18 welche leicht schmelzen, je vollkommener die Schlacke in der Hocheisenöfen erhalten wird[,]  
19 desto vollkommener wird das Fe. In die Schlacke gehen auch oft fremde Beimengungen, eben  
20 welche dem Fe schädlich sind, so  $\text{P}^2\text{O}^5$ . Die Schmelzung u Reduktion des Fe geschieht in  
21 den Hocheisenöfen welche eine einigermaßen kegelförmige Gestalt haben unten  
22 aber wieder verengt sind, so daß man das geschmolzene Eisen t einem Zapflauf  
23 ablassen kann. Unter dem Einfluß des Blasebalges wird das Fe geschmolzen u fließt  
24 vollständig, aber es nimmt hierbei C auf u 1 Th desselben verbindet sich t dem Fe  
25 chemisch, ein anderer mechanisch u dieses scheidet sich beim Erkalten des Fe wieder ab.  
26 Je nach der Menge von angewandeter Kohle u Menge des Schwefels so wie auch der Bei-  
27 mengungen v  $\text{As}^2$ , S, P hängen die 3 Hauptverschiedenheiten ab, die man bei dem  
28 Gußeisen macht.  
29 Schwarzes Gußeisen, auch übergares Gußeisen, dieß enthält zu viel [au]sge-  
30 schiedenen Graphit u ist mit einer zu großen Menge an[von] Kohle verblasen; f dem  
31 Bruche kleinkörnig u man sieht sehr deutlich die kl. Graphitblättchen sgeschieden.  
32 Dieser eingelagerten fremde Theile [wegen] zerspringt es beim Schlag.  
33 Weißes oder Rohes Gußeisen ist bei einer zu niedrigen Hitze verblasen u ent-  
34 hält zu wenig C; aber zugleich immer P, oder  $\text{As}^2$ , es ist sehr spröde, auch in der Hitze  
35 wird es bröcklich u hat wenig Werth.  
36 Graue[s] oder gares Gußeisen welches beim rechten Kohlenverhältnis u gehörigen  
37 Hitzegraden verblasen ist. Das gute Gußeisen ist kleinkörnig [vo]m Gefüge u eisengrau  
38 läßt sich feilen, auch bohren u drehen u kann auch etwas gehämmert werden, spec. Gew.  
39 ist 7,251, schmilzt leichter als Stabeisen. 1Th seines C etwa 1% ist chemisch ver-  
40 bunden; lößt man es in Salzsäure f, so entweicht das C als Kohlenwasserstoff, der blos  
41 eingelagerte Graphit scheidet sich ab als Blättchen. Kleine Mengen anderer Metalle namentlich  
42 Mn oder auch Al, Ca, u s.w. welche t Hilfe des Fe reduziert werden finden sich auch  
43 darin. Wenn dieses Gußeisen fs Neue geglüht wird f einem Herd, u nun

**Formel 144**

-205-

01 um den geglühten Block gehämmert, so wird das Graphit s dem Eisen herausgepreßt  
02 u 1Th. des chem. gebundenen C verbrennt auch; man erhält f diese Weise Stabeisen oder  
03 Schmiedeeisen, oder Frischeisen; übrigens kann man das Gußeisen anders behandeln  
04 durch Glühen in Flammenöfen oder durch Schmelzen in Tiegeln t CaO. Das Stabeisen  
05 enthält aber immer noch  $\frac{1}{4} \frac{1}{2} \% \text{C}$  chemisch gebunden. Der Stahl dagegen ist  
06 vorzüglich unterschieden durch seine chýsischen[?]<sup>1003</sup> Eigenschaften in Folge einer  
07 eigenthümlichen Behandlung; sein Kohlegehalt beträgt auch  $\frac{1}{2} \frac{1}{2} \%$ , entweder glüht  
08 man das Roheisen besonders das Mn haltige in einem neuen Gebläse; dieser Stahl heißt  
09 Roh oder Frischstahl, anders als Stabeisen wird t Kohlenpulver zusammen geschichtet in  
10 Kästen oder Tiegel u bis zur Weichheit erhitzt. Das Fe geht nun in den sogenannten  
11 Cemenetstahl<sup>1004</sup> über.  
12 Wenn man diesen nun t Kohle u Glaspulver bis zum völligen Schmelzen bringt, so be-

<sup>1000</sup> Auch „Roteisenerz“ oder „Hämatit“ genannt.

<sup>1001</sup> Calciumfluorid ( $\text{CaF}_2$ ), der Name „Flußspat“ kommt von Fließen beim Erzschnmelzen, vgl. H. LÜSCHEN (1968), 220.

<sup>1002</sup> Ein Name für verschiedene grüne Gesteine, fand deshalb später keine Verwendung mehr, vgl. H. LÜSCHEN (1968), 235.

<sup>1003</sup> Gemeint ist nach heutigem Verständnis „physikalisch“.

<sup>1004</sup> „Zementit“ ( $\text{Fe}_3\text{C}$ ) zerfällt bei langsamem Abkühlen wieder in Eisen und Graphit, vgl. M. SCHMIDT (1967), Bd 2, 40.

13 kommt man den Gußstahl in welchem 1 Menge SiO, u Al ist. Der allerbeste Stahl  
 14 ist der indische Wootz<sup>1005</sup>. Die Damascenerklingen werden gemacht daß man den Stahl  
 15 t weichem Eisendraht umwickelt u nun schmiedet; die Beimischungen vom geschmiedeten[en]  
 16 Eisen ertheilt dem Stahl außerdem bunten Ansehen; die richtige Eigenschaft, daß er ohne  
 17 seine Härte zu verlieren geschmeidig ist. Uebrigens hängt die gute Beschaffenheit  
 18 des Schmiedeeisens, Stahls sehr ab von den Eisensteinen welche man verwendet; sodann  
 19 auch die Kohle welche man verwendet, ob Steinkohle oder Holzkohle.  
 20 Wenn man recht reines Eisen sich pulverförmig verschaffen ~~geseh~~ will, so kann es geschehen  
 21 t einer Feile; man erhält es ganz rein von schönem Glanze u ganz fein[em] [Au]sdruck;  
 22 wenn man 1 Eisenblech in der Form eines Rohres zusammen biegen läßt, u nun  
 23 dies Rohr t reinem Fe<sup>2</sup>O<sup>3</sup> anfüllt, sie in einen Flintenlauf steht u nun  
 24 H gas hinüber leitet bei starkem Rothglühen, so erhält man ein reines metallisches  
 25 Eisen in Form einer zusammengebackenen Masse; wenn das Pulver noch schwarz ist, ist  
 26 es nicht stark geglüht worden. Dies durch H gas reduzierte Eisen [..fehlt..]  
 27 Es ist ein graues Metall, [das] Politur annimmt u stark glänzend wird, das durch  
 28 H gas reduzierte ist merk[?] <sup>1006</sup>; wenn man es zwischen Papier hämmert so giebt es ein Blech.  
 29 Das Fe ist das zähste u härteste Metall; es giebt nicht sehr feine Bleche aber  
 30 sehr feine Drähte. Im geschmiedeten Zustand zeigt das Fe ein faseriges Gefüge, das  
 31 Gußeisen ist aber xstallinisch; spec. Gew. des geschmiedeten = 7,788; in Weißglühhitze  
 32 ist es weich wie Wachs[,] so daß sich 2 Stücke zusammenpressen oder schlagen lassen. Kein  
 33 Metall kann so vollkommen geschweißt werden als das Fe. Bei einer noch stärkeren Hitze  
 34 fängt das Fe an bröcklig zu werden. In völligen Fluß kommt es aber erst in sehr hoher  
 35 Temperatur u in den stärksten Hitzegraden verflüchtigt sich etwas; vom Magnet wird es ange-  
 36 zogen u selbst magnetisch; an trockener Luft verändert sich das Fe gar nicht, u selbst  
 37 der fein gepulverte nicht. Wenn aber die Luft feucht ist, so wird das Fe oxydirt, nicht durch  
 38 das Wasser sondern durch den O, u ebenso oxydirt sich das Fe beim Liegenlassen unter (Wasser), eben-  
 39 falls nur durch den O des (Wassers) das vom (Wasser) ~~oxydirt~~ absorbiert ist. Bis zum Glühen erhitzt  
 40 bedeckt sich das Fe an der Luft t einer Schicht von Oxydoxydul, welche unter dem Hämmern ab-  
 41 springt u Hammerschlag genannt wird; es ist aber nicht immer von gleicher Mischung; in O  
 42 erhitzt verbrennt das Eisen t einer sehr lebhaften Lichtentwicklung u verbrennt ganz zu  
 43 Oxyd u ebenso wenn man das Fe lange Zeit an der Luft glüht so verwandelt es sich vollständig  
 44 in Fe<sup>2</sup>O<sup>3</sup>; in den echten Crocus martis<sup>1007</sup>. Das Anlassen des Fe oder Stahls im Feuer t gelb-  
 45 rother oder blauer Farbe ist ein Zeichen der abflachenden Oxydation. Die Funken welche der Stahl  
 46 am Stein giebt sind durch Reibung entstandene Theilchen des Eisens; mit (Wasser) in Berührung

-206-

01 gebracht verwandelt sich das FeO in Oxydoxydul oder Oxydhädrat; u das letztere wenn dann at-  
 02 mosphärische Luft Zutritt hat. Das (Wasser) wird vom Fe mit größter Leichtigkeit zersetzt, wenn das  
 03 Fe im glühen[den] Zustande in Berührung kommt. Es entsteht hierbei Magneteisenstein  
 04 wenn aber Sre hinzu kommt, so findet die Zersetzung bei gewöhnlicher Temperatur u oxydirt  
 05 sich nur zu Oxydul. Die Stelle der Säure kann aber durch andere el- Körper vertreten  
 06 werden aber die Wirkung ist viel schwächer. Das Fe verbindet sich direct mit sämmtlichen  
 07 Halogenen sehr leicht; es entsteht hierbei immer die niedrigste Verbindung sobald  
 08 ein Ueberschuß a[n] Fe vorhanden ist. Das Fe verbindet sich auch t den nicht metallischen Elementen  
 09 welche keine Halogene [sind], nur nicht t H u N; mit den Metallen vereinigt sich das Fe ebenfalls  
 10 sehr leicht u es bildet in diesen Verbindungen den electropositiveren Bestandtheil. Das Hg  
 11 nur verbindet sich wenig gut t dem Fe.  
 12 Der Stahl unterscheidet sich von dem Fe hauptsächlich dadurch daß er weißer härter  
 13 u viel elastischer ist, als das weiche Fe, sein Gefüge ist sehr feinkörnig u durch Erhitzen  
 14 u schnelles Abkühlen kann er bis zu großer Härte gebracht werden, verliert aber dann seine  
 15 Geschmeidigkeit; spec. Gew. des gewöhnlichen ist  $\pm 7,795$ . Der Gußstahl, 7,919 das spec. Gew.  
 16 des Woods<sup>1008</sup> 7,665[,] er schmilzt leichter als das Stabeisen, rostet weniger leicht, lößt sich

**Formel 145**

<sup>1005</sup> Name für den indischen Stahl

<sup>1006</sup> Undeutlich geschrieben, vielleicht war „merkwürdig“ gemeint, sinnvoll wäre etwas entsprechend dem Wort „weich“.

<sup>1007</sup> „Mars Safran“ (lat.) bezeichnet eine anorganische Farbe wie die vom Safran. Eine andere Bezeichnung ist auch „Ei-sensafran“, es handelt sich um Fe-(II)- und Fe-(III)-oxide, vgl. W. SCHNEIDER (1972), 124.

17 in Salzsäure oder  $\text{SO}^3$  f unter Entwicklung v kohlenwasserstoffhaltigem H gas, u es scheidet sich gar  
 18 kein C ab; verdünnte  $\text{N}^2\text{O}^5$  bringt f dem Stahl 1 schwarzen Flecken hervor indem  
 19 das C sgeschieden wird  
 20 Eisenpulver. Das käufliche steyerländische Eisenpulver<sup>1009</sup> ist ein glänzendes  
 21 stahlgraues schwärzliches Pulver; es darf nicht zusammengeballt sein, oder rostig  
 22 t verdünnter Salzsäure übergossen löst es sich sehr rasch auf, das entweichende Gas  
 23 muß Pb papier höchst wenig oder gar nicht schwarz färben, 1 Spur v S findet man sehr  
 24 oft, wird das Gas angezündet so darf es keinen Fleck des  $\text{As}^2$  geben; von Königs(wasser) wird  
 25 es sehr heftig fgelöst u man muß sehr vorsichtig es verwenden; die A[u]flösung muß  
 26 unter beständiger Entwicklung v H gas vor sich gehen, denn er wird häufig noch [mit] Eisenhammer-  
 27 schlag verkauft, welcher sich in Salzsäure ohne Gasentwicklung sich auflöst u überhaupt  
 28 sehr schwierig. Die frische salzsäure Aflösung giebt t  $\text{NaO}, \text{CO}^2$ , einen bleichen  
 29 ganz weißen Niederschlag, der nur 1 wenig grünlich ssieht; wird die Aflösung in  
 30 Salzsäure durch  $\text{N}^2\text{O}^5$  höher oxydirt t  $\text{H}^6\text{N}^2$  im Ueberschuß versetzt, so darf die  $\text{H}^6\text{N}^2$  enthaltende[?]  
 31 Lösung t  $\text{H}^2\text{S}$  weder ZnS noch CuS geben. Eine Beimengung v P ist noch zu be-  
 32 rücksichtigen aber es ist schwer szumitteln. Beim Aflösen in Salzsäure entwickelt sich  
 33 ein stinkender Geruch v  $\text{H}^6\text{P}^2$  auch wenn man dieses Gas durch Ag lösung leitet wird  
 34 sie getrübt, gewöhnlich aber vom beigemischten  $\text{H}^2\text{S}$ , am besten wird immer dies Präparat  
 35 darzustellen sein, wenn man reines Eisenoxyd sehr heftig unter H gas glüht.  
 36 Natürlich löst sich ein solches reduziertes Eisen zu reinem Chlorür; ist die Reduktion  
 37 nicht vollkommen, so erhält man 1 schwarzes Pulver u die Aflösung des Fe in Salzsäure sieht  
 38 gelblich aus oder grünlich u  $\text{NaO} + \text{CO}^2$  giebt einen grünen Ndrschlag u das Fe bildet  
 39 mit dem O 2 bestimmte Oxyde[,] welche aber teinander in mehreren Verhältnissen  
 40 sich vereinigen können; beyde Oxyde sind Salzbasen. Das erste eine starke, das 2te eine  
 41 sehr schwache, welche letztere manchmal die Rolle einer Säure spielt; außerdem  
 42 bildet das Fe auch eine Säure.  
 43 Eisenoxydul =  $\text{FeO}$  dieses Oxyd des Fe läßt sich nur äußerst schwierigst  
 44 sich darstellen, da es eine sehr große Neigung [hat] sich sehr zu oxydiren u sich in Oxyd zu verwandeln.  
 45 Einige Chemiker nehmen an, daß es gar nicht darstellbar sei. Wenn man in einer

-207-

01 weitem Glasrohr f einem Glasschiffchen reines  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  erhitzt u nun H hinüberleitet  
 02 welches über  $\text{CaCl}$  streicht, so wird  $\text{FeO}$  gebildet, so bald nicht die Temperatur die Glüh-  
 03 hitze erreicht, also nicht bis zum Schmelzen des Glases, dieses  $\text{FeO}$  ist ein feines schwarzes  
 04 Pulver, welches bei der geringsten Erwärmung an der Luft schnell zu Oxyd erglimmt.  
 05 Das Oxydul in Verbindung t Säuren ist viel beständiger, obwohl wenn nur alle  
 06 Feuchtigkeit abgehalten ist, aber die feuchten oder fgelöbten Oxydulsalze verwandeln sich sehr schnell in Oxydsalze  
 07 sobald O hinzutritt.  
 08 Die  $\text{FeO}$  salze entstehen immer wenn man Fe in solchen S/äu/rensalzen[?] flößt, die kein O hergeben, **Zeichnung 30**  
 09 sondern, so daß das (Wasser) lediglich zersetzt wird; es tauschen sich dann 2 H u Fe gegen Aequi  
 10 valent [aus], oder wenn man  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  salze, mit metall. Eisen behandelt, so oxydirt  
 11 sich das Fe auf Kosten des Oxydes u ebenso werden die  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  durch reduzierende Körper sehr  
 12 schnell in  $\text{FeO}$  salze verwandelt. Die  $\text{FeO}$  salze sind meistens in (Wasser) löslich u ihre  
 13 Auflösung ist blaßbläulich oder farblos, aber sie nehmen außerordentlich begierig  
 14 O f; lößt man sie im gewöhnlichen (Wasser) auf, so reicht das von dem (Wasser) absorbirte O schon hin,  
 15 1 wenig Oxyd zu bilden, u bleiben sie in Aflösung der Luft sgesetzt, so gehen sie  
 16 entweder vollständig, oder wenn die Sre recht stark ist unvollständig in Oxydsalz über.  
 17 Die ganz reinen  $\text{FeO}$  salze geben t etwas Alkalien einen ganz weißen Ndrschlag v  
 18  $\text{FeO}$  hydrat, aber unter den gewöhnlichen Umständen sieht dieser Ndrschlag etwas grünlich  
 19 s u wird er der Luft sgesetzt, so wird er schnell braun u geht in  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  hydrat über.  
 20 Die selbe Verwandlung findet statt wenn man t kohlenren Alkalien,  $\text{FeO} + \text{CO}^2 + \text{aq}$   
 21 hervorbringt. Die  $\text{CO}^2$ [sau]rn Alkalien bringen einen viel weißeren Ndrschlag hervor

<sup>1008</sup> Stahlart, dieselbe wie eine Seite zuvor, allerdings hier mir „d“ geschrieben.

<sup>1009</sup> In der Steyermark (heute: Steiermark) wurde früher viel Eisen gewonnen, da Magnesit-Funde eine Hüttenindustrie nach sich gezogen haben.

22 weil die  $\text{CO}^2$  die höher Oxydation des Fe verzögern. Blutlaugensalz giebt 1 weißen  
 23 Ndrschlg aber in der Regel ist dieser immer 1 bischen blau,  $\text{H}^2\text{S}$  schlägt Eisensulfür nieder s  
 24 allen Verbindungen des FeO t schwachen Säuren, also s allen Lösungen t organischen Säuren,  
 25 ist die Sre aber eine starke, so findet nur eine höchst geringe Bildung v FeS statt.  
 26 Aber sobald die FeO salze einen nur geringen Ueberschuß v Mineralsrn enthalten, so  
 27 werden sie durch  $\text{H}^2\text{S}$  nicht gefällt, u wenn 1mal FeS niedergeschlagen ist, so löst es sich in  
 28 ziemlich vielen Mineralsrn wieder auf, in Ä aber nur höchst langsam oder gar nur  
 29 unvollkommen. Gerbsr. schlägt das FeO t den Mineralsren nicht nieder, so wie aber sich  
 30 Oxyd bildet, so entsteht gerbsre Eisenoxydoxydul[,] roth dunkel purpurfarbig u zuletzt  
 31 schwarz erscheint. Die FeO salze werden durch  $\text{CO}^2$ rn Alkalien in der Kälte nicht vollständig  
 32 zersetzt, da das  $\text{FeO}, \text{CO}^2$  wie das  $\text{MnO}, \text{CO}^2$  in überschüssiger  $\text{CO}^2$  u so in 2fach  $\text{CO}^2$ sren  
 33 Alkalien etwas löslich ist; erst wenn man kocht findet eine völlige Fällung des Fe statt.  
 34 Die FeO salze werden durch Kochen t Ä der Alkalien nicht zersetzt, ebenso wenig [wie] MnO  
 35 u ZnO salze. Die FeO salze werden durch  $\text{Cl}^2$  oder  $\text{N}^2\text{O}^5$  in der Wärme sehr schnell u  
 36 vollständig in Oxydsalze verwandelt, aber es ist nöthig daß zugleich etwas überschüssige  
 37 Sre vorhanden ist, weil sich sonst basische  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  salze niederschlagen. Sie absorbiren  
 38 sehr schnell  $\text{N}^2\text{O}^2$  gas u färben sich dunkelolivengrün oder auch grünlich schwarz,  
 39 sie reagiren sämmtlich in ihrer Aflösung.  
 40 Eisenoxyd =  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  dieses findet sich in der Natur sehr rein als Blutstein<sup>1010</sup>.  
 41 Das natürliche  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  enthält nur 1 Spur  $\text{Mn}^2\text{O}^3$ , aber es löst sich auch in feingepulverten  
 42 Zustand in  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  schwierig f u nicht leichter als das heftig geglühte künstliche  
 43  $\text{Fe}^2\text{O}^3$ . Wenn  $\text{Fe}^2\text{O}^3 + \text{aq}$  heftig glüht bis es sein (Wasser) verloren hat, so erhält man es als  
 44 ein dunkelgrünrothes glänzendes Oxyd meistens in Stückchen, welches beim Zerreiben  
 45 ein rothbraunes Pulver giebt ebenso wenn man  $\text{Fe}^2\text{O}^3 + \text{N}^2\text{O}^5$  glüht; wird  $\text{FeO} + \text{SO}^3$   
 46 einem starken Glühfeuer sgesetzt, so hinterbleibt ebenfalls das Braunrothe  $\text{Fe}^2\text{O}^3$   
 47 welches als bald mehr kermesbraun bald eine hellrothe Farbe zeigt; dieses Oxyd  
 48 ist das Caput mortuum<sup>1011</sup>; das käufliche enthält noch 1wenig  $\text{SO}^3$  u s dem genommenen

-208-

01 Eisenvitriol noch andere Beimengungen, Gyps,  $\text{MnO}, \text{SO}^3$ ; gewöhnlich aber Cu,  $\text{ZnO} + \text{SO}^3$ .  
 02 Wenn man  $\text{Fe}^2\text{Cl}^6$  glüht so bekommt man auch einen Caput mort. aber v dunklerer Farbe.  
 03 Nach der preußischen Pharmacopoe soll man recht reines  $\text{FeO}, \text{SO}^3$  t 1/2 Salpeter  
 04 mengen u nun in einen hessischen Schmelztiegel so lange glühen bis keine Dämpfe  
 05 mehr entweichen. Wird die Masse mit (Wasser) sgekocht, so findet sich daß ein großer  
 06 Theil des  $\text{FeO}, \text{SO}^3$  unzersetzt bleibt, durch Vermehrung des Salpeters gelangt man  
 07 aber doch nicht dahin, daß die  $\text{SO}^3$  alle v[o]m KO gebunden wird; auch beim sorgfältigsten  
 08 A[u]swaschen bleibt dem  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  ziemlich viel  $\text{SO}^3$  beigemischt; nach dem Temperaturgrad  
 09 beim Glühen nimmt das Oxyd eine andere Farbe an u wenn man das Gemenge sehr schnell  
 10 u stark erhitzt, so wird das  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  ganz schwarz, ohne daß es jedoch irgend FeO bei-  
 11 gemischt enthielte; es ist dieser Zustand ein eigenthümlicher des  $\text{Fe}^2\text{O}^3$ . Die beste  
 12 u leichteste Methode ist die, das gefällte  $\text{Fe}^2\text{O}^3 + \text{aq}$  ganz schwach zu Glühen oder  
 13 das natürliche  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  anzuwenden, in den meisten Fällen aber gebraucht man das  $\text{Fe}^2\text{O}^3 + \text{aq}$   
 14 u dieses als Ferr[um] oxydat. fusc.<sup>1012</sup> oder Croc. martis aperitiv läßt sich f folgende Art  
 15 darstellen. Entweder wird  $\text{Fe}^2\text{Cl}^6$  mit  $\text{H}^6\text{N}^2$  versetzt, oder auch t  $\text{NaO}, \text{CO}^2$  bei Verdünnung  
 16 u der Ndrschlg wird t heißem (Wasser) gut sgesüßt; oder man löst reines  $\text{FeO}, \text{SO}^3$  in  
 17 etwa 8 Th (Wasser) auf, u versetzt die Lösung mit  $\text{NaO}, \text{CO}^2$  bis das Fe als  $\text{FeO}, \text{CO}^2$  bis  
 18 f ein Minimum welches nicht gefällt wird, niedergeschlagen wird; es muß nun  
 19 t ganz kaltem (Wasser) sgewaschen werden[,] läßt den Ndrschlg an der Luft trocknen, reibt ihn nochmal  
 20 t kaltem (Wasser) an u um die letzt Spur v  $\text{SO}^3$ srn Alkali szuziehen u läßt dann trocknen.  
 21 Man erhält als dann das Hydrat t einer ganz kl. Menge v  $\text{CO}^2$ , völlig frei v FeO u  
 22 frei von  $\text{SO}^3$ , jedoch bleibt 1 kl. Spur des letzteren zurück, wenn man nicht genau

**Formel 146**

<sup>1010</sup> „Hämatit“ (griech.) ist in der neueren Mineralogie Synonym für Roteisenerz, vgl. H. LÜSCHEN (1968), 235.

<sup>1011</sup> (lat.) „Totenkopf“, ist der Rückstand in den Gefäßen nach trockener Destillation, vgl. R. STOLZ, Glossar.

<sup>1012</sup> „Ferrum oxydatum fuscum“ auch „Braunes Eisenoxid“ ist Eisenoxidhydrat ( $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x \text{nH}_2\text{O}$ ), der andere Name war zuvor „Crocus Martis aperitivus“, ein beliebtes Eisenpräparat mit unterschiedlichen Herstellungsverfahren, vgl. hierzu W. SCHNEIDER (1972), 236 und 206.

23 gefällt hatte. Noch leichter kann man das Hydrat sich darstellen wenn man Eisendraht in  
24 gew. Salzsäure [auflöst], aber so daß man einen Ueberschuß des Fe lange t der verdünnten Sre stehen  
25 läßt. Man filtrirt die bläuliche Flüssigkeit ab u verfährt ebenso[?].  
26 Das Eisenoxyd muß 1 braunrothes Pulver sein etwas verschieden von Farbe, das  
27 Oxydhydrat  $2\text{Fe}^{2+} + 3\text{aq}$  ist ein hellrothbraunes bis braungelbes Pulver u  
28 lockerer als das erste; in der Glasröhre giebt das letztere ungefahr 20% (Wasser) [a]b, u ver-  
29 wandelt sich in das rothe Oxyd; vom (Wasser) darf s beyden kein Salz weder v  $\text{SO}^3$  noch Kohlen[säure]  
30 sgezogen werden. Das Oxyd löst sich in  $\text{N}^2\text{O}^5$  nur sehr wenig oder ganz u gar nicht  
31 f, wenn es stark geglüht ist, aber das Hydrat löst sich ziemlich leicht in  $\text{N}^2\text{O}^5$ . v  $\text{H}^2\text{Cl}^2$   
32 wird das Oxyd bei Verdünnung wenig angegriffen, bei concentr. aber allmählig ganz  
33 fgelöst in der Siedehitze. Das Hydrat löst sich aber schnell u leicht in Salzsäure auf; ein Rück-  
34 stand kann bestehen in  $\text{SiO}^3$  vielleicht v der Pottasche, die man angewendet [hat]; von Ä  
35 u andren vegetarischen<sup>1013</sup> Sren wird das getrocknete Hydrat nur sehr wenig fgelöst, aber  
36 sehr leicht das feuchte zwischen Papier gepreßte Hydrat, welches viel (Wasser) enthält. Die  
37 Auflösung des  $\text{Fe}^{2+}$  in Salzsäure ist hauptsächlich zu prüfen f  $\text{SO}^3$ , f FeO, f, Cu, u Sn  
38 u Zn, selbst f  $\text{As}^2$ , u f CaO  
39 Die  $\text{Fe}^{2+}$  salze wenn sie ganz neutral sind enthalten nur die Hälfte Sre mehr als  
40 die Oxydsalze, daher wenn die FeO salze in Oxydsalze übergehen so fehlt es an Sre  
41 u es schlagen sich basische Salze nieder. Zb  $3\text{FeO} + \text{SO}^3$  geben  $(\text{FeO} + \text{Fe}^{2+}) + 3\text{SO}^3$   
42 aber wenn die Neutralität erhalten werden soll, so müßte hier  $\text{FeO} + \text{SO}^3, \text{Fe}^{2+} + 3\text{SO}^3$  [entstehen.]  
43 Der Ndrschlg welcher s dem  $\text{FeO} + \text{SO}^3$  sich absetzt ist das früher officinell genannte Pulv. calx[?] bicatus  
44 Berluani[?]<sup>1014</sup> nemlich  $2\text{Fe}^{2+} + 3\text{SO}^3$ . Die  $\text{Fe}^{2+}$  salze haben eine große Neigung basische  
45 Salze zu bilden, die selbst durch kochen t Alkalien schwer zersetzt werden; sie geben

-209-

01 braune Lösung eben bei starker Verdünnung u Sre überschuß auch wohl goldgelb  
02 oder farblos; die neutralen Oxydsalze reagiren sehr stark sauer; das  $\text{Fe}^{2+}$  wird s seinen  
03 Lösungen in Sren durch die aetzenden (oder) kohlenren Alkalien u alkalischen Erden überhaupt durch alle starken  
04 Salzbasen vollständig gefällt, daher auch durch ZnO, ja selbst durch FeO; die geringste Menge  
05  $\text{Fe}^{2+}$  läßt sich durch  $\text{H}^6\text{N}^2$  noch erkennen indem sich die braunen Flocken absetzen; es  
06 bleibt in Allen diesen Fällen nicht 1 Spur v  $\text{Fe}^{2+}$  zurück; selbst durch neutr.  $\text{CO}^2$  Alkalien  
07 in der Kälte weil das  $\text{Fe}^{2+}$  ganz u gar nicht von der  $\text{CO}^2$  fgelöst werden kann. Von  $\text{H}^2\text{S}$   
08 werden alle  $\text{Fe}^{2+}$  salze f der Stelle verändert; die Salze t starken Sren geben blos  
09 1 Ndrschlg von S, indem sich das neutrale Oxydsalz in ein saures Oxydsalz [verwandelt], welches durch  
10  $\text{H}^2\text{S}$  nicht verändert werden kann; daß aber das  $\text{Fe}^{2+}$  an eine organ. Sre gebunden, so  
11 wird auch das Fe durch  $\text{H}^2\text{S}$  als FeS gefällt. S ammonium schlägt das Fe unter allen Umständen  
12 nieder wenn es verwaltet[?], aber das FeS oxydirt sich an der Luft sehr leicht. Das Blutlaugensalz  
13 giebt einen Berlinerblau s, aber Kaliumeisencyanid eine braune Flüssigkeit, S  
14 cyankalium<sup>1015</sup> 1 dunkelrothe Flüssigkeit u auch Ä der Alkalien röthen die nicht zu ver-  
15 dünnte Lösung. Die  $\text{P} \alpha \text{P}^2\text{O}^5$  der Alkalien geben einen ganz weißen Ndrschlag v  
16  $\text{Fe}^{2+} + \text{P}^2\text{O}^5$  der sich besonders szeichnet daß er in Ä unlöslich ist. Das ganz neutrale  
17  $\text{Fe}^{2+}\text{Cl}^6$  zeigt noch die Eigenthümlichkeit, daß es durch Kochen trübe wird, aber beim Erkalten  
18 wird es auch wieder klar; wird es aber t  $\text{NaO} + \text{SO}^3$  oder  $\text{NaCl}^2$  gekocht, so wird das  $\text{Fe}^{2+}$   
19 ganz gefällt; je nach der Menge des vorhandenen Alkalisalzes; nimmt man ein  
20 essigsres Alkali so ist die Fällung des  $\text{Fe}^{2+}$  ganz vollständig; man hat gesagt es rühre[?]  
21 diese Fällung her, daß Ä verflüchtigt wird; aber das  $\text{Fe}^{2+} + \text{Ä}$  trübt sich beim Kochen nicht;  
22 es hängt die Fällung des  $\text{Fe}^{2+}$  durch Ä srs Alkali aber von der Bildung des  $\text{NaCl}^2$ , welches sich  
23 bildet, u welches s dem  $\text{Fe}^{2+} + \text{Ä}$  die Basis in der Siedehitze niederschlägt. Die  $\text{Fe}^{2+}$  salze  
24 reduzieren sich sehr leicht theils nur[?] so oder ganz durch organische Körper, namentlich durch  
25 Ö wird das  $\text{Fe}^{2+}$  sehr schnell in FeO salz verwandelt; hierauf gründet sich die Anwendung  
26 des Zuckers um die FeO salze zu conserviren.  
27 Eisenoxydoxydul, beide Oxyde können sich in vielen Verhältnissen vereinigen. Der Fe

<sup>1013</sup> Bezeichnet organische oder wie früher pflanzliche Säuren.

<sup>1014</sup> Eisenpräparat, es finden sich keine weiteren Hinweise in der Literatur über speziell dieses Produkt.

<sup>1015</sup> Rhodanid oder Thiocyanat ( $\text{SCN}^-$ )

28 Hammerschlag ist nach Mosander<sup>1016</sup>  $6\text{FeO} + \text{Fe}_2\text{O}_3 = \text{FeO}^{9/8}$  zum Theil auch 4 Oxydul u 1 Oxyd  
 29  $= \text{FeO}^{11/6}$ . Der Magneteisenstein<sup>1017</sup> ist  $\text{FeO} + \text{Fe}_2\text{O}_3 = \text{FeO}^{11/3}$ . Dieser xstallisirt in  
 30 regulären Ocktaädern u ihm sehr ähnlich ist das durch (Wasser)dampf oxydirte Fe, aber die Mischung  
 31 desselben ist nicht beständig, sondern durch langes Erhitzen nimmt die Menge des  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  zu. Das Ferr.  
 32 oxydul. nigr. oder das Athiops martial.<sup>1018</sup> wird von der letzten Mischung angenommen. Indessen  
 33 nach den verschiedenen Vorschriften bekommt man doch verschiedene Präparate. Das ur-  
 34 sprüngliche Präparat war  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{FeO}$  hydrät, es wurden feine Eisenfeile t (Wasser) über-  
 35 gossen u das Gemenge längere Zeit hingestellt u nun abgeschlemmt u getrocknet,  
 36 die Oxydation wurde durch den atmosphärischen O bewirkt, durch das (Wasser) hindurch, nachher schied[?] man  
 37 das Eisenoxyd t Baumöel<sup>1019</sup> zu einer bröckligen Masse zu mischen u zu glühen; man kann am  
 38 besten glühen, wenn man das Gemenge in 1 Medizinglas zu schütten, dasselbe t 1 Kohlestopfen  
 39 verstopft u in einem Sandbade so stark u so lange erhitzt, bis keine flüchtigen Theile  
 40 mehr entweichen; man läßt es ganz erkalten, zerreibt es u hebt es auf; später hat Wöhler<sup>1020</sup>  
 41 vorgeschlagen eine Lösung von  $\text{FeO} + \text{SO}_3$  in  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  salz zu verwandelt, so dann eine andere  
 42 Lösung des  $\text{FeO} + \text{SO}_3$  damit zu vermischen, nun  $\text{NaO}, \text{CO}_2$  zuzufügen, so daß man also  
 43  $\text{FeO} + \text{CO}_2$  hydrät niedersch[ä]gt, von einer schmutziggrünen Farbe; wird nun das ganze  
 44 gekocht, so verbinden sich  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  t dem Oxydul innig, das ¥[Pulver] wird schwarz u verändert sich  
 45 nicht weiter beim A[u]swaschen u Trocknen. Deshalb muß man auch bei der Darstellung des  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  s  
 46 Eisenvitriol das  $\text{NaO}, \text{CO}_2$  kein heißes (Wasser) zum Aswaschen anwenden, übrigens ist dies schwarze  
 47 Pulver keineswegs rein v  $\text{CO}_2$  u es hat nicht immer genau die gleichförmige Mischung.

-210-

01 Wöhler hat nun jetzt angegeben; man solle  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  mit metall. Fe u (Wasser) kochen, hierbei  
 02 entsteht nun durch eine Wegnahme v O s dem Oxyd  $\text{FeO}$  so wie durch die Desoxydat[ion] des Oxydes  
 03 selbst u man soll nun genau erhalten  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{FeO}$ . Durch Schlemmen entfernt man dem  
 04 Präparat ein Fe u hebt es auf. Das t Oel bereitete Präparat muß ein gleichförmiges schwarzes  
 05 lockeres Pulver sein, im Plat.[in]löffel erhitzt verglimmt es sehr leicht u bildet  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . Mit  $\text{H}^2\text{Cl}^2$   
 06 übergossen u digerirt muß es sich flösen ohne  $\text{H}^2\text{S}$  entwicklung, mit dem offizinellen  $\text{Fe}_2\text{O}_3$   
 07 bereitet wird es immer stark Schwefel haltig; in  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  t gelblicher Farbe löslich u kohlenstre  
 08 Alkalien geben eine graugrüne Fällung; der Ndrschlg darf nicht braun sein; er lößt  
 09 sich aber in der Salzsre [nicht] f, sondern es bleibt eine ziemliche Menge v Kohle zurück, die Flocken,  
 10 welche zurück bleiben sollen nur leicht sein nicht schwer, den in diesem Falle wenn sie schwer  
 11 wären, wären sie schon in Graphit verwandelt. Wird das Präparat t  $\text{N}^2\text{O}_5$  zum Maximum oxydirt  
 12 u [mit] überschüssigem  $\text{H}^6\text{N}^2$  versetzt, so muß in der Flüssigkt kein Metall zu entdecken sein.  
 13 Eisensäure  $= \text{FeO}_3$  Fremy<sup>1021</sup> entdeckte zuerst daß wenn man Salpeter u feinstes  
 14 Eisenpulver zusammen einer angemessenen Erhitzung ssetzt, das Fe einer der  $\text{MnO}_3$   
 15 ähnliche Sre bildet; will man die  $\text{FeO}_3$  hervor bringen so muß man nach Heinrich einen  
 16 ziemlich großen Tiegel so stark erhitzen bis er wohl braun glüht, man wirft wieder  
 17 in den Tiegel 1 Gemenge v 12 Grmm trocknen Salpeter u 6 Gramm feinstes Eisenpulver, das Gemenge  
 18 muß sich entzünden u verpuffen, es bildet sich dann eine fzunehmende[?] trockene braunschwarze  
 19 Masse welche man sofort in gut schließenden Gläsern bringen muß; wird blos der  
 20  $\text{KO} + \text{FeO}_3$  in wenig (Wasser) geworfen, so färbt sich die Flüssigkt kirschroth, aber sie zersetzt  
 21 sich ungemein leicht, denn in der Flüssigkt ist auch salpetrigsres Kali; bringt man  
 22 5 Grmm sgedrücktes Eisenoxýhydrat, u 16 Grmm (Wasser) 10 Grmm KO in ein Glas u leitet  
 23 nun Cl gas hindurch, bei einem gewissen Augenblick entsteht O gas u sie wird schnell

<sup>1016</sup> Carl Gustaf Mosander (1787–1858) war ein schwedischer Chemiker und Schüler von Berzelius, vgl. E. PILGRIM (1950), 310.

<sup>1017</sup> Eisen-(II)-(III)-oxid ( $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ) auch „Magneteisenerz“ genannt, Abraham Gottlob Werner (1750–1817) nannte ihn Magneteisenstein, vgl. H. LÜSCHEN (1968), 268.

<sup>1018</sup> „Ferrum oxydulatum nigrum“ oder „Aethiops martialis“ besteht hauptsächlich aus  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  und hatte viele Namen, vgl. W. SCHNEIDER (1972), 206.

<sup>1019</sup> „Olivenöl“ ist das Öl vom Ölbaum, ein alter Name für den Olivenbaum.

<sup>1020</sup> Friedrich Wöhler (1800–1882) war deutscher Chemiker und brachte mit seiner Harnstoffsynthese den „Vitalismus“ ins Schwanken.

<sup>1021</sup> Edmund Franç Fremy (1774–1804) war ein französischer Chemiker, vgl. H. SCHELENZ (1904), 621. Er arbeitete als Schüler unter Joseph Louis Gay-Lussac (1778–1850), vgl. G. BUGGE (1929), Bd 1, 394.

24 dunkelviolett vom gebildeten  $\text{KO}+\text{FeO}^3$ , die Flüssigkt enthält auch  $\text{KO}, \text{Cl}^2\text{O}, \text{KO}, \text{Cl}^2\text{O}^5$   
25 u  $\text{KCl}^2$  scheiden sich beim Stehen ab, größtentheils; die Flüssigkt behält ihre Farbe jahrelang  
26 aber bei langem Stehen entfärbt sie sich allmählig unter Abscheidung v  $\text{Fe}^2\text{O}^3$ ; man kann  
27 sie bequem t (Wasser) verdünnen, sie giebt t den Salzen der alkalischen Erden röthliche Ndrschläge  
28 von eisensren Erden Alkal, die aber keinen Bestand haben; nur  $\text{BaCl}^2$  giebt  $\text{BaO}+\text{FeO}^3$ . Diese  
29 nun ist dadurch interessant, daß es durch kalte Digestion t  $\text{SO}^3$  keine Zersetzung erlangt.  
30 Die  $\text{FeO}^3$  ist noch viel leichter zersetzbar als die Mangansäure.  
31 Schwefelsaures Eisenoxýdul =  $\text{Fe}+\text{SO}^3+\text{Aq}+6\text{aq}$ . Das Salz hat man  
32 schon seit alten Zeiten gekannt u gewonnen s dem[n] natürlichen Eisenvitriolwässern; die sich  
33 in den Bergwerken erzeugen s dem Eisenkies, namentlich da wo man die Erze abbaut  
34 wie im Rammelsberge<sup>1022</sup>. Es bildet sich in alten Bergwerken ein Schutt worin sich Eisenvitriol  
35 findet dieser wird herausgebrochen; dieser alte Schutt heißt[:]. Der alte Mann oder Atramentstein<sup>1023</sup>.  
36 Die Gruben(wässer) laugen stellenweise diesen Stein aus; dieses (Wasser) welches die Abzucht heißt in  
37 Goslar wurde in Teichen gesammelt, u es setzt sich basisches  $\text{SO}^3$  srs Eisenoxýd ab, dieser wird  
38 nur theils getrennt - theils so verschickt u bildet den sogenannten Ocker<sup>1024</sup>. Der alte Schutt  
39 wird aber in einer eigenen Fabrik sgelaugt u das Vitriol xstallisirt; dieses Vitriol  
40 hieß auch das Goslaer Vitriol; stellenweise ist aber der Schutt aber sehr Cu haltig u liefert  
41 ein unreines Vitriol, das Zn haltige u liefert einen Zn haltigen; so auch in Böhmen u Ungarn  
42 gewinnt man den Vitriol; man gewinnt auch gew. Vitriol s der Braunkohle durch Rösten u  
43 Auslaugen. Alle diese Vitriole sind für chem. Zwecke nicht brauchbar, weil er fremde  
44 Oxýde u auch Erden enthält, aber für die Färberei vorzüglich, weil er sehr neutral ist; man  
45 gewinnt ihn sehr sehr leicht wenn man Fe in verdünnter gew.  $\text{SO}^3$  in der Weise [au]flößt, daß man  
46 etwa 4 - 6 Th. (Wasser) oder  $\text{SO}^3$  zusetzt u metall. Fe längere Zeit t in Berührung läßt; natürlich  
47 kann man sehr bequem den Rückstand der Gew[innung]. des  $\text{H}^2\text{S}$  benutzen den man blos t warmen  
48 (Wasser) szieht; ein kl. Sreüberschuß schadet im Ganzen nicht, man kann ihn durch Zusatz v 1 bischen  
49 FeS leicht entfernen, aber manchmal xstallisirt das Vitriol nicht gut u die Flüssigkt trübt

-211-

01 sich, man setzt dann nur 1paar Tropfen  $\text{SO}^3$  zu; man muß eine solche Concentrrtion hervor-  
02 bringen, daß sich einzelne Xstalle bilden, u keine Salzrinde. Die Xstalle muß man f  
03 Papier legen u bei möglichst gelinder Wärme vollkommen abtrocknen. Wenn man sie  
04 am besten in Gläsern t Korken fbewahrt, so halten sie sich ganz unverändert; es ist hier-  
05 bei immer zu achten[?], daß wenn nadelförmige Xstalle sich absetzen, dies ist  $\text{CaO}, \text{SO}^3$  [mi]t  $\text{FeO}, \text{SO}^3$   
06 seltener entstehen reguläre Ocktaäder, welche eine Art von Alaun sein sollen. Die  
07 Mutterlauge läßt sich nur schwierig xstallisiren, weil sie  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  enthält; wenn man  
08 sie verdünnt u t FeS digerirt, so wird sie wieder brauchbar; dampft man die Flüssigkt.  
09 zu stark ein, so schlägt sich ein weißes Pulver nieder, dasselbe was beim Absetzen des neutralen  
10 entsteht,  $\text{FeO}+\text{SO}^3+\text{Aq}$ . Es ist außerdem ganz überflüssig eine andere Prozedur zu  
11 wählen um den  $\text{FeO}+\text{SO}^3$  haltbar zu machen, z.b. die conc. Lösung des Vitriols in  
12 - zu filtriren. Beim Aufbewahren wie beim Trocknen muß man die Sonnenstrahlen  
13 vermeiden u nur sehen, daß er trocken ist.  
14 Er bildet hellblaue Xstalle die grünlich sind wenn sie  $\text{Fe}^2\text{O}^3+\text{SO}^3$  enthalten, sie sind  
15 völlig durchsichtig u dürfen weder ganz grün sein noch viel weniger beschlagen sein  
16 von basischen Salzen; übrigens ein ganz geringer oberflächiger gelblicher Beschlag kann  
17 das Präparat nicht verworfllich machen. Wenn man ihn im Unverschlossenen erhitzt, so ver-  
18 liert er 6aq u wird in ein weißes Salz verwandelt, das letzte at aq[Atom Wasser] geht erst fort unter  
19 höherer Oxydation des Salzes; es lößt sich in 2 Th. kaltem oder in ## 3/4 Th. heißem (Wasser) auf;  
20 die Lösung zeigt manchmal 1 bischen gelbliche Flocken v basischem  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  salz, wenn das Salz  
21 keinen Ueberschuß v  $\text{SO}^3$  enthält u vielleicht an der Luft 1 bischen verändert worden ist.  
22 Die Lösung reagirt immer sauer,  $\text{H}^2\text{S}$  wasser, wenn es eine Spur CaO enthält, giebt immer  
23 eine ganz geringe schwärzliche Farbe von 1em m[M]inimum v FeS; enthält das Vitriol 1wenig

<sup>1022</sup> Berg bei Goslar im Harz

<sup>1023</sup> Es handelt sich um einen vitriolgetränkten Stein (Vitriol =  $\text{FeSO}_4$ ), dessen Abbau bis ins 19. Jahrhundert betrieben wurde, vgl. H. LÜSCHEN (1968), 182.

<sup>1024</sup> Die Substanz beschreibt ein farbiges Mineral, der griechische Name bedeutet „blass gelb“.

24  $\text{Fe}^{2+}\text{O}^{3-}$  so trübt sich die Flüssigkeit weiß, von sich scheidet dem S, fügt man dem Vitriol ganz  
 25 wenig  $\text{SO}^3$  hinzu so muß  $\text{H}^2\text{S}$  keine Spur v  $\text{CuS}$  fällen; wenn man das  $\text{FeO}, \text{SO}^3$  t  $\text{Ä}$   
 26 Alkalien<sup>1025</sup> versetzt, so entsteht  $\text{FeS}$ ; säuert man aber die Flüssigkeit t  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  an[,] so muß  
 27 das  $\text{FeS}$  bis f die letzte Spur verschwinden. Die Neutralität des Salzes erkennt man daran, daß  
 28 wenn [in] die Aq hydrosulfonat u Kreide geschüttelt wird, dasselbe die in der Vitriollösung  
 29 einen schwarzen Niederschlag; oder ein minimum v  $\text{KO}$ , oder  $\text{H}^6\text{N}^2$  gibt einen permanenten  
 30 Niederschlag.[??] Wird die Auflösung t  $\text{N}^2\text{O}^5$  gekocht, t  $\text{H}^6\text{N}^2$  im Uebermaß versetzt, so giebt  
 31 in der wieder angesäuerten Lösung Blutlaugensalz, S ammonium,  $\text{KO}, \text{Ö}$  keine Trübung.  
 32 Die (wässrige) Lösung wird durch - ganz zersetzt, u es schlägt sich weißes Eisenvitriol zu Boden,  
 33 ebenso durch/  $\text{SO}^3$ .  
 34 Schwefelsaures Eisenoxyd =  $\text{Fe}^{2+}\text{O}^{3-} + 3\text{SO}^3$ ; am besten wenn man  $\text{Fe}^{2+}\text{O}^{3-}$  im  
 35 Uebermaß t  $\text{SO}^3$  behandelt u die Lösung abdampft, man bekommt als dann 1 blaßgelbe  
 36 wenig leicht in (Wasser) lösliche Masse; wenn  $\text{FeO} + \text{SO}^3$  t  $\text{N}^2\text{O}^5$  behandelt wird u nun die  
 37 Flüssigkeit abdampft, so bleibt das Salz  $\text{N}^2\text{O}^5$  haltig; die Lösung, man braucht das  $\text{Fe}^{2+}\text{O}^{3-}, 3\text{SO}^3$   
 38 in der organ. Chemie zu einigen Reaktionen. Dies basische Verbindung  
 39 Basischschwefelsaures Eisenoxyd:  $2\text{Fe}^{2+}\text{O}^{3-} + 3\text{SO}^3$  war sonst officinell; es scheidet sich s dem  
 40 Eisenvitriol wenn die Lösung an der Luft steht ab, oder gekocht wird, als ein ockergelbes  
 41 Pulver ab. Die Vitriol Lösung enthält aber auch nach noch längerer Zeit  $\text{FeO}$  in der Auflösung.  
 42 Kohlensaures Eisenoxydul =  $\text{FeO} + \text{CO}^2$ ; es findet sich nur in der Natur, das  
 43 künstlich dargestellte ist ein Hydrat, welches sich an der Luft sehr schnell höher oxydirt u sich in  
 44 Hydrat übergeht u wenig  $\text{CO}^2$  zurückhält. Das Ferr. carbon. oxidat officii[?]<sup>1026</sup> wird am  
 45 besten so bereitet, daß man den Niederschlag s  $\text{FeO}, \text{SO}^3$  t  $\text{NaO} + \text{CO}^2$  in einer Flasche bereitet  
 46 die man verstopfen kann, die Flüssigkeit abgießt, Zuckerwasser hinzu giebt u damit das As-  
 47 waschen vollbringt; zuletzt den Niederschlag f ein feines Leinentuch giebt, schnellst sgießt  
 48 u nun t Zucker vermischt u ganz eintrocknet. Das kohlenre Eisenoxydulhydrat löst

-212-

01 sich in kohlenren (Wasser) leicht auf; sowie aber O fgenommen wird, entsteht  $\text{Fe}^{2+}\text{O}^{3-}$  welches in  $\text{CO}^2$   
 02 nicht löslich ist. Das officinelle  $\text{FeO} + \text{CO}^2$  löst sich in Salzsäure unter fortwährender Ent-  
 03 wicklung v  $\text{CO}^2$  f; die Auflösung muß t  $\text{NaO} + \text{CO}^2$  einen grünen oder graugrünen  
 04 Niederschlag geben aber keinen braunen, übrigens sich als eine reine Lösung verhalten.  
 05 Kohlensaures Eisenoxyd Hydrat ist Eisenoxydhydrat mit sehr wenig  $\text{CO}^2$ . Wenn  
 06 man  $\text{Fe}^{2+}\text{Cl}^6$  t  $\text{NaO} + \text{CO}^2$  in der Kälte versetzt, so bekommt man dieses basische  $\text{Fe}^{2+}\text{O}^{3-} + \text{CO}^2$ , aber  
 07 fortwährend entweicht daraus  $\text{CO}^2$ . Wenn man den Niederschlag mit heißem (Wasser) ssüßt, so schäumt  
 08 er stark f u alle  $\text{CO}^2$  geht weg. Am besten thut man  $\text{FeO}, \text{SO}^3$  oder Fe chlorür t  $\text{NaO}, \text{CO}^2$   
 09 zu versetzen u das t kaltem (Wasser) sgesüßte  $\text{FeO} + \text{CO}^2$  an der Luft sich vollkommen oxydiren zu  
 10 lassen. Es bleibt alsdann die meiste  $\text{CO}^2$  beim Oxyhydrat, u der in der Kälte getrocknete  
 11 Niederschlag t Salzsäure übergossen löst sich langsam f u man bemerkt fortwährend eine  
 12 Entwicklung von  $\text{CO}^2$  srm Gas; aber diese Entwicklung ist sehr schwach, es ist daher nicht  
 13 ganz genau wenn man Ferr. oxydat carb. u furium[?] für gleich hält. Der Gehalt von  $\text{CO}^2$   
 14 beträgt bei weitem kein atom  $\text{CO}^2$ .  
 15 Eisenchlorür =  $\text{FeCl}^2$ ; im kristallisirten Zustande 4 aq enthaltend; wenn man  
 16 den t überschüssigen Eisen in der Kälte oder schwachen Wärme gesättigte Salzsäure abdampft  
 17 so xstallisirt bei gehöriger Zeit das  $\text{FeCl}^2$  in grünlich blauen Prismen heraus, die, wenn  
 18 man sie f Papier schnell trocknet u unter gutem Schluß fbewahrt sich ziemlich lange  
 19 halten, auch kann man die eingedampfte Lösung t - oder Aether vermischen u die  
 20 Lösung in die Sonne stellen; allein es oxydirt sich viel leichter als das Eisenvitriol, weil  
 21 es im (Wasser) leichter löslich ist u an feuchter Luft leicht zerfließt; dampft man dagegen die grünlich  
 22 blaue Lösung so sehr ein bis zur Trockenheit, so erhält man 1 grünes oder grauweißes  
 23 Pulver, welches unter Abscheidung v rothem  $\text{Fe}^{2+}\text{O}^{3-}$  in (Wasser) leicht löslich ist, u t den kohlenren  
 24 Alkalien fast ganz weiße Niederschläge giebt, v  $\text{FeO}, \text{CO}^2$ ; dieses trockene Salz enthält  
 25 sehr kleine Mengen von  $\text{Fe}^{2+}\text{Cl}^6$  u löst sich auch in (wässrigem) Weingeist fast völlig f, zu einer  
 26 vorteile[?]haften Eisentinktur<sup>1027</sup>; diese muß in gut schließenden Gläsern t Glas-

<sup>1025</sup> Gemeint sind hier „Acetate“.

<sup>1026</sup> F. P. DULK (1833), Bd 2, 400 beschreibt unter „Ferrum oxydatum fuscum“ die gleiche Herstellung, L. GMELIN (1844), Bd 3, 208 bezweifelt zu Recht die Existenz des Eisen-(II)-carbonats.



27 stöpseln [au]fbewahrt werden; wenn das  $\text{FeCl}^2$  ganz neutral gewaschen ist, so scheidet sich s  
28 der Tinctur sehr leicht etwas basisches Eisenchlorid, während in der Aflösung  $\text{FeCl}^2$  bleibt.  
29 Die Tinctur muß daher t den ätzenden Alkalien keinen braunen auch nicht einen  
30 dunkelgrünen Ndrschlg geben, sondern viel mehr einen graugrünen, manchmal ent-  
31 hält das Präparat nur  $\text{Fe}^2\text{Cl}^6$ , [giebt ?] daher t ätzenden Alkalien einen ganz braunen Ndrschlg u ist  
32 auch zugleich sehr sauer; namentlich um das A[u]sscheiden des basischen Eisenoxychlorids zu verhindern, setzt  
33 man der Tinctur Salzsre hinzu u in diesem Falle riecht das Präparat nach Salzaether<sup>1028</sup>; eine  
34 kleine Menge von Alkali bringt als dann nicht einen permanenten Ndrschlg hervor; das  
35 Präparat darf wohl etwas[,] aber nicht allzu viel  $\text{Fe}^2\text{Cl}^6$  enthalten.  
36 Eisenchlorid =  $\text{Fe}^2\text{Cl}^6$ ; früher bereitete man dieses indem man  $\text{Fe}^2\text{O}^3$ ;  
37 oder auch metall. Fe t Salzsäure [au]flöbte; die Aflösung abdampfte u in einem Kolben u  
38 mit Halid<sup>1029</sup> oder auch in einer Retorde der Sublimation unterwarf; anfangs geht  $\text{H}^2\text{Cl}^2$   
39 über u es scheidet sich ein großer Theil an  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  aus; zuletzt erhält man aber 1 Sublimat  
40 von (wasser)freiem Eisenchlorid; dieses (wasser)leere Chlorid gebraucht man aber jetzt nicht mehr[,]  
41 sondern man wendet das xstallisirte oder auch nur das in (Wasser) fgelöbte an.  
42 Das flüssige Eisenchlorid, seine Anwendung hat einen Vorzug als man die Concentr[ation]  
43 genau in seiner Gewalt hat, aber das xstallisirte Salz enthält immer etwas schwankende Mengen  
44 an (Wasser), Wittstein<sup>1030</sup> giebt 2 Atome darin an. Wenn man es aber f gleichförmige Weise  
45 bereitet; also dürfte der (Wasser)gehalt sich als constant erweisen. Man bereitet es am ein[-]  
46 fachsten wie folgt: Man löst Fe in  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  auf, so daß ein Ueberschuß v Fe bleibt, selbst  
47 bei geringer erwärmung, die Lösung [ist] neutral.  $\text{FeCl}^2$  filtrirt man, leitet nun in  
48 die Flüssigkt fortgesetzt Chlorgas bis eine Probe der verdünnten Flüssigkt t Kaliumeisencyanid  
49 kein Berlinerblau mehr giebt. Diese Flüssigkt läßt sich nun sehr gut abdampfen bis zur spec. Gew.<sup>1031</sup>

-213-

01 Man muß ganz sorgfältig vermeiden jede organ. Substanz, denn sonst entsteht  $\text{FeCl}^2$ .  
02 Wird die Flüssigkt über  $\text{SO}^3$  oder  $\text{CaCl}^2$  unter einer Glasglocke gestellt, so xstallisirt das  
03 Salz im Verlauf von einigen Wochen zu einem gelben fasrigen xstallinischen Salze, welches [sich]  
04 in Gläsern t Glasstöpseln gut fbewahren läßt. Läßt man das Salz länger Stehen, so  
05 trocknet es ganz aus; dieses  $\text{Fe}^2\text{Cl}^6$  löst sich im (Wasser) völlig f, u ist völlig neutral;  
06 wenn es lange unter der Glasglocke gestanden hat, so verliert es Salzsäure u es bildet  
07 sich eine Trübung beim Aflösen. Die preußische Pharma, die eine andere Bereitungsweise  
08 vorschreibt durch Kochen v  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  t Salzsre; enthält immer freie Salzsre; daher, schlecht, ebenso  
09 die durch Oxydation t  $\text{N}^2\text{O}^5$  in Chlorid zu verwandte, indem in dieser Flüssigkt immer  
10  $\text{N}^2\text{O}^5$  bleibt, u immer bei geringem Abdampfen basisches Eisenchlorid sich abscheidet.  
11 Das sublimirte bildet schwarzbraune halbmrtl. glänzende Blättchen u verflüchtigt sich in Ge-  
12 stalt eines dunklen Dampfes einige o über 3[?]00o wenn es kein (Wasser) enthält; ist aber solches zugegen,  
13 so wird nur 1 kl. Theil des Chlorides verflüchtigt u dagegen entweicht sehr viel Salzsäure  
14 u sehr viel  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  bleibt zurück; daher kommt es[,] daß man die (wäss)rige Lösung des  $\text{Fe}^2\text{Cl}^6$  wenn man  
15 sie zur Trockenheit bringt ganz in basisches Salz verwandelt. Es verflüchtigt sich f diese  
16 Weise gar nichts von dem Chlorid; wird die eingedampfte Lösung in einer Retorde erhitzt[,]  
17 so bekommt man immer nur wenig  $\text{Fe}^2\text{Cl}^6$  u daher der Vorschlag das (wasser)leere zu bereiten,  
18 daß man über erhitztes Fe Cl gas weggleitet, welches aber vorher getrocknet sein  
19 muß. Das  $\text{Fe}^2\text{Cl}^6$  zerfließt sehr leicht an der Luft u hinterläßt dabei gewöhnlich 1 kl.  
20 Menge eines basischen Salzes. Das xstallisirte  $\text{Fe}^2\text{Cl}^6$  bildet eine xstallinische beinahe  
21 fasrig xstallinisch zusammenhängende Masse; es bildet manchmal ziemlich große rhombische  
22 Tafeln wahrscheinlich von einem Ueberschuß an Salzsäure. Dieses zerfließt auch sehr  
23 leicht u bildet das früher bekannte Ol. martis<sup>1032</sup>; es löst sich in (Wasser) entweder ganz klar oder

1027 Ein häufig verwendetes Eisenpräparat, das es in verschiedenen Darreichungsformen gab, vgl. dazu W. SCHNEIDER (1975), Bd 6, 98 bis 100.

1028 Chlorethan ( $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-Cl}$ )

1029 „Halit“ oder auch „Steinsalz“ ist Natriumchlorid ( $\text{NaCl}$ ), vgl. HOLLEMAN/WIBERG (1985), 937.

1030 Georg Christian Wittstein (1810–1886) war Pharmazeut und 15 Jahre Assistent bei Johann Andreas Buchner (1783–1852), vgl. H. SCHELENZ (1904), 681–682. L. GMELIN (1844), Bd 3, 207 verweist ebenfalls auf ihn.

1031 Angabe des spezifischen Gewichtes fehlt oder Säger meint „bis zum gewollten spezifischen Gewicht“.

1032 „Tinctura Martis ex Vitriolo“ oder auch „Oleum Martis“ ist eine schwache alkoholische, salzsäure- und sulfathaltige

24 mit sehr geringer Trübung auf; erhitzt man die Flüssigkt so trübt sie sich, sobald  
 25 das Salz ganz neutral ist. Es scheidet sich ein wenig basisches Salz ab welches aber in der  
 26 Kälte allmähig sich größtentheils wieder auflöst. Nur das saure Salz trübt sich nicht;  
 27 diese Flüssigk[ei]t wird durch Alkalisalze immer etwas getrübt, so bald es neutral ist.  
 28 Durch die aetzenden (oder) kohlenstrn Alkalien wird blos  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  gefällt. Die verdünnte Lösung darf  
 29 t Kaliumeisencyanid keinen Ndrschlg v Berliner Blau geben; sie muß sich blos braun  
 30 färben. Manchmal wird es ein wenig grünlich weil sich leicht Chlorür bildet durch Ein-  
 31 wirkung organ. Stoffe. Die Auflösung darf t  $\text{BaCl}^2$  keinen Ndrschlg geben. Die Liq. fer.  
 32 emriat.<sup>1033</sup> der Preuß. Pharm. ist sehr  $\text{SO}^3$  haltig.  $\text{N}^2\text{O}^5$ [?] entdeckt man sehr leicht t Eisen.  
 33 Chloreisenoxyd. Wenn  $\text{Cl}^2$  durch (Wasser) geleitet wird in welchem sich  $\text{Fe}^2\text{O}^3 + \text{aq}$  t  
 34 (Wasser) befindet, so löst sich allmähig das  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  zu einer dunkelbraunen, klaren Flüssigkt f;  
 35 die sich aber unverändert fbewahren läßt. Die Flüssigkt verliert beim Stehen an der Luft ihre  
 36 bleichende Eigenschaft u wird sauer. Wahrscheinlich ist sie basisches Eisenoxÿchlorid mit  
 37 chlorigsauerm Eisenoxÿd  $\text{Fe}^2\text{O}^3 + \text{Fe}^2\text{Cl}^6 + (\text{Fe}^2\text{O}^3 + \text{FeCl}^2\text{O})$ . Diese Lösung giebt t allen  
 38 neutralen Salzen Ndrschläge, zb mit Salmiak, t Salpeter, Glaubersalz, etc. Man [kann] t  
 39 dieser Flüssigkt noch sehr kleine Mengen von neutralen Alkalisalzen entdecken, zb in  
 40 den Mineralwässern; die Ndrschläge sind nichts anderes als Eisenoxÿdhydrat;  
 41 Eisenhaltiger aether weingeist<sup>1034</sup> , wahrscheinlich wurde diese Flüssigkt früher  
 42 in anderer Weise bereitet als jetzt. Nemlich man hatte früher nur  $\text{Fe}^2\text{Cl}^6$  in Aether-  
 43 weingeist u jetzt  $\text{Fe}^2\text{Cl}^2$ . Wenn man  $\text{Fe}^2\text{Cl}^6$  t Aether schüttelt, so löst sich das Chlorid  
 44 ziemlich vollständig auf; man wendet jetzt aber den Liquor an um eine bestimmte  
 45 Menge v  $\text{Fe}^2\text{Cl}^6$  in dem Aether zu haben. Allein wenn der Liquor t Aether geschüttelt  
 46 wird, so scheidet sich 1 braune Flüssigkt ab, u diese t (Wasser) geschüttelt, sondert 1 weißes  
 47 basisches Salz ab, wahrscheinlich  $\text{Fe}^2\text{O}^3 + 2\text{SO}^3$ ; wird diese Lösung nun t - vermischt  
 48 u den Sonnenstrahlen sgesetzt; so wird die Flüssigkt sehr bald ganz farblos, indem das  
 49 Eisenchlorid durch den -  $\text{Cl}^2$  abgiebt u  $\text{FeCl}^2$  sich bildet; wenn die farblose Flüssigkt

-214-

01 mit Luft in Berührung kommt, so wird sie wieder gelb, u auch trüb, weil das  $\text{FeCl}^2$   
 02 in  $\text{Fe}^2\text{Cl}^6$  übergeht. Einige zb Berzel. geben an daß diese gelbe Färbung im Dunkeln  
 03 stattfindet ohne Zutritt der Luft. Es scheint aber 1 Unterschied gemacht werden zu  
 04 müssen bei dem Präpa[ra]te hinsichtlich des  $\text{Fe}^2\text{Cl}^6$ .  
 05 Die gut bereitete u gut bewahrte Tinctur ist im wesentlichen 1  $\text{FeCl}^2$  lösung, die einen  
 06 Geruch nach Salzaether zeigt, sie ist aber meistens etwas gelblich, weil es unmöglich ist  
 07 beim Geruch der Luft abzuhalten; die Lösung muß mit ganz wenig  $\text{H}^6\text{N}^2$  einen bleibenden  
 08 Ndrschlg geben; sie muß t  $\text{NaO}$ ,  $\text{CO}^2$  einen grauen oder doch graugrünen, aber keinen  
 09 braunen Ndrschlg geben, natürlich t rothem Blutlaugensalz muß sie Berlinerblau geben  
 10 t gelbem giebt sie aber gewöhnlich auch 1 blauen Ndrschlag.  
 11 Eisenhaltiger Salmiakblumen<sup>1035</sup> ; früher wurde  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  t Salmiak vermischt  
 12 u sublimirt; man bekam also 1 Sublimat v Salmiak nebst Eisenchlorid, da  
 13 das  $\text{FeCl}^2$  sich nur sehr schwer verflüchtigt; das Sublimat war aber ungleich in seiner  
 14 Mischung wegen der verschiedenen Flüchtigkeit der Bestandtheile; man kam also darauf  
 15 den Liq #  $\text{Fe}^2\text{O}^3 + \text{Fe}^2\text{Cl}^6$  mit Salmiak fzulösen abzudampfen u zu xstallisiren,  
 16 allein man erhält hierbei ein ungleichförmiges Doppelhaloidsalz, u man einigt[?]  
 17 sich jetzt darauf daß das Salz 1 schön dunkelroth Farbe besitzt; s der Flüssigkt xstallisirt

---

Lösung von  $\text{FeCl}_3$ , vgl. W. SCHNEIDER (1972), 289.

<sup>1033</sup> Eisenpräparat, wahrscheinlich „Tinctura Ferri muriatici“ war zuvor unter dem Namen „Tinctura Martis salita“ bekannt, vgl. W. SCHNEIDER (1972), 207.

<sup>1034</sup> F. P. DULK (1833) beschreibt diese Verbindung nicht, J. v. LIEBIG (1843), Bd 2, 704–706 widmet sich ihr hingegen ausführlich: „Diese Composition wurde 1725 von Bestuscheff erfunden und als Geheimmittel verkauft. De Lamotte erhielt das Geheimnis von einem Laboranten [...]. Die Originalvorschrift ist äusserst umständlich und langwierig. Klaproth, Buchholz, Trommsdorff u. A. verbesserten und vereinfachten die Darstellung dieses Mittels. [...] –Bestandtheile: Eisenchlorür, Aether, Weingeist und etwas Salzäther (Aldehyd). [...] Medicinische Anwendung. Der eisenchloridhaltige Aetherweingeist wird innerlich in Tropfen, auch Mixturen beigemischt, gegeben.“

<sup>1035</sup> „Ammonium muriaticum martiatum“ wurde nach chemiatriischer Vorschrift bis Ende des 18. Jahrhunderts durch Sublimation von  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  und  $\text{NH}_4\text{Cl}$  gewonnen, vgl. W. SCHNEIDER (1972), 207.

18 zuerst häufig ein wenig Fe haltiges Salmiak oder später wo die Flüssigkt reich[?]  
 19 an  $\text{Fe}^2\text{Cl}^6$ [?] wird. Der Gehalt v[an]  $\text{Fe}^2\text{Cl}^6$  beträgt im günstigsten Fall = 1,125; [wenn es] mehr  
 20 werden soll dann [muß] man das Ganze zur Trockenheit bringen. Das xstallisierte Salz stellt  
 21 ziemlich große, purpurrothe Rhombäeder dar, die bald leicht zerfließlich  
 22 sind, bald weniger leicht; im (Wasser) löst es sich f, häufig aber unter Abscheidung  
 23 von einigen Flocken von basischem Fe salz.  $\text{H}^6\text{N}^2$  giebt einen braunen Ndrschlg v  $\text{Fe}^2\text{Cl}^6$ ,  
 24 Kaliumeiscyancid bringt aber gewöhnlich auch 1 bl. Ndrschlg hervor, die Reduktion  
 25 zu Chlorür wird wahrscheinlich bewirkt durch das Empyreum im Salmiak. Die  
 26 Prüfung des Salzes f einen unreinen Salmiak versteht sich von selbst. Das Salz  
 27 in einer Glasröhre erhitzt giebt einen Fe haltigen Salmiak u basisches Chlorid hinterbleibt.  
 28 Jodeisen  $\text{FeJd}^2$ .<sup>1036</sup> Wenn man Fe t (Wasser) u  $\text{Jd}^2$  zusammen bringt so entsteht mit  
 29 großer Energie Eisenjodür, sobald überschüssiges Eisen vorhanden ist, dampft man  
 30 es ab, so geht  $\text{Jd}^2$  fort u  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  hinterbleibt; durch Einwirkung der Luft, oder Zusatzes  
 31 des (Wasser). Selbst wenn man t überschüssigem Fe abdampft u schmilzt, so erhält man doch nur  
 32 ein Gemenge v  $\text{FeJd}^2$  u  $\text{Fe}^2\text{O}^3$ . Wird aber der (wässrigen) Lösung Zucker zugesetzt, so erhält  
 33 sich das  $\text{FeJd}^2$  in (wässriger) Lösung vollkommen. Nach Heinrich übergießt man 1 ##Drachmen Eisen  
 34 t #ii (Wasser) u setzt darauf Iod hinzu in einer großen Digerirflasche läßt man Alles ruhig  
 35 stehen u schüttelt nun nach 1nigen[einigen] Minuten um; die Flüssigkt erwärmt sich u die Auflösung  
 36 ist bald erbleicht[?]; filtrirt nun die Flüssigkt v Fe. u wäscht sie t 3/2#<sup>1037</sup> (Wasser) nach; die farblose  
 37 Flüssigkt läßt man in 1 kl. Abdampfschaale tropfen worin sich 3/2# weißer Zucker befinden,<sup>1038</sup>  
 38 die Schaale stellt man unter 1 Oellampe u läßt ganz ruhig abdampfen ohne zu kochen  
 39 bis das Gewicht 3iv[?] ist. Der Syrup ist völlig klar u von der Farbe des Madaira<sup>1039</sup>. Wenn nach  
 40 langem Aufbewahren färbt er sich dunkler u zuletzt schwarz; aber der Syrup verdünnt  
 41 sich t (Wasser) immer völlig klar u giebt t  $\text{NaO}$ ,  $\text{CO}^2$  ein ganz weißen oder der alte Syrup  
 42 einen grauergrünen; mit etwas Salzsre vermischt u dann t S cyankalium  
 43 wird der ganz frische Syrup kaum etwas roth gefärbt, u selbst der schwarzgewordene  
 44 Syrup[,] welcher mehrere Jahre alt ist, zeigt wenig Eisenjodid in Auflösung; der Syrup  
 45 ist schwer flüssig läßt sich aber gut tropfen; indessen muß man ihn stets verlängern. #i  
 46 enthält 12 gram  $\text{Jd}$  u 141/2 gr Eisenjodür. Er darf nur t Syr. simpl.<sup>1040</sup> verschrieben  
 47 werden, t (Wasser) verdünnt zersetzt sich allmählig das  $\text{FeJd}^2$  auch.

-215-

01 Eisensulfür =  $\text{FeS}^{1041}$ ; wenn man das in der Natur vorkommende  $\text{FeS}^2$  entweder  
 02 den hexaäderischen oder prismatischen Eisenkies in einem Tiegel mäßig erhitzt, so ent-  
 03 weicht S u  $\text{FeS}$  bleibt zurück; mit verd.  $\text{SO}^3$  entwickelt es  $\text{H}^2\text{S}$  aber man muß die  
 04  $\text{SO}^3$  erhitzen. Wirt[d] 1 at Fe feile u 11/2 at S 34 Th. Fe 25 Th S miteinander [ver]mengt  
 05 u in einem wohl bedeckten Tiegel einer ganz schwachen Glühhitze [au]ssetzt, indem man den  
 06 Tiegel in 1 Feuerbecken stellt u Kohlen herumlegt u dann anbrennen läßt langsam;  
 07 der kl. Ueberschuß v S ist nicht übel er verbrennt u verhindert so den Zutritt der Luft; nöthig  
 08 ist er aber nicht; es hinterbleibt 1 locker poröse Masse; die man t den Fingern  
 09 zerdrückt u fbewahrt. Wenn man bei man[?] S Ueberschuß roth u stark erhitzt, so  
 10 schmilzt die Masse zusammen u es entsteht eine massig gelbe Verbindung v  $\text{FeS}^2$  u  $\text{FeS}$   
 11 eine dem Magnetkies<sup>1042</sup> ähnliche Verbindung u in solchem Falle wird das  $\text{FeS}$  gar

#### Formel 147

<sup>1036</sup> Zum Eisen-(II)-jodid ( $\text{FeJ}_2$ ) bemerkt J. v. LIEBIG (1843), Bd 1, 525: "Wird in neuster Zeit äußerlich und innerlich als Arzneimittel angewendet. [...] ist bis jetzt nicht officinell."

<sup>1037</sup> Maß- oder Gewichtseinheits-Symbole, es handelt sich um „Drachmen“ und „Unzen“, Näheres in der Interpretation zum Text.

<sup>1038</sup> L. GMELIN (1844), Bd 3, 235 verweist hier auf den Wackenroder Schüler und dessen Assistenten Carl Heinrich Wilhelm Frederking (1809–1891): "Diese Neigung zur Oxydation wird durch Zusatz von Zucker, dessen Menge die 2fache des Jods beträgt, und Abdampfen bis zur syrupdicke fast ganz [auf]gehoben. FREDERKING ".

<sup>1039</sup> Es handelt sich um einen gespritzten Wein von der portugiesischen Atlantikinsel Madaira mit hellbrauner, rotstichiger Farbe.

<sup>1040</sup> (lat.) = einfacher Sirup

<sup>1041</sup> Eisen-(II)-sulfid ( $\text{FeS}$ )

<sup>1042</sup> Zusammensetzung im Wesentlichen Eisensulfid ( $\text{FeS}$ ), leicht magnetisch, benannt von Abraham Gottlob Werner (1750–1817), vgl. H. LÜSCHEN (1968), 270.

12 nicht gut angegriffen von den Säuren; andere Methoden nach denen man es in ge-  
 13 schmolzenem Zustand erhält sind nicht practisch brauchbar u ebenso unbequem  
 14 ist das FeS welches man durch Erwärmen erhält t (Wasser) in einem Glaskolben [herzustellen]. Das  
 15 durch mäßiges Glühen erhaltene FeS löst sich als lockeres gelbliches Pulver in kalter verdünnter  
 16  $\text{SO}^3 + 5\text{Th.}$  (Wasser) langsam u gewöhnlich auch ganz vollständig f; 1 kl. Rückstand v un-  
 17 löslichem SS hinterbleibt wohl. Das  $\text{H}^2\text{S}$  entwickelt sich langsam u andauernd u  
 18 wird am Bleyzucker<sup>1043</sup> entweder ganz oder bis f eine Spur v  $\text{H}^2\text{S}$  verschluckt.  
 19 Man kann hierbei selbst arsenikalische  $\text{SO}^3$  anwenden die  $\text{H}^2\text{S}$  wird rein u die  
 20 Flüssigkt liefert reines  $\text{FeO} + \text{SO}^3$ .  
 21  
 22 Zink = Zn = 1 at. = 1 aq = 40,3226. Das Zn wird in Schlesien  
 23 Kärnthen, Frankreich u England hauptsächlich s dem  $\text{ZnO} + \text{CO}^2$ , dem Galmei<sup>1044</sup>, oder s  
 24 dem  $\text{ZnO}, \text{SiO}^3$ , dem Zinkglanzerz gewonnen. Man stellt es auch in Ostindien dar  
 25 u dieses wird für das reinste gehalten; entweder bekommen wir kein ostindisches Zn  
 26 oder alles ostindische ist schlesisches; man braucht auch manchmal den Schwefelzink, welchen  
 27 man röstet u dann wird das geröstete Erz zur Reduktion verwendet. Im allgem. ver-  
 28 fährt man f 2erlei Weise. Das ZnO wird in einen Kasten bebracht von Mauerstein  
 29 in der Weise, daß das Zn überdestilliren muß u sich in Tropfen anhäuft; oder man bringt  
 30 es in verschlossenem Tiegel welche unten offen sind u t einer Röhre versehen; so daß das reduz.  
 31 Zn [au]s dem Tiegel heraus durch muß; das wirklich überdestillirte ist rein von fixen Metallen,  
 32 aber Cd u Pb werden mit überdestillirt; das Zn wird nun in eisernen Kesseln um-  
 33 geschmolzen u in Platten gegossen. Es ist möglich daß hierbei die Verunreinigung  
 34 des Zn t Fe stattfindet; sonst muß man annehmen, daß das Fe t überdestillirt. Andere  
 35 Verunreinigungen v Cu, Sn, Ni, Mn sind entweder gar nicht darin oder in sehr kleinen  
 36 Mengen. As scheint aber ganz u gar nicht im Zn vorzukommen. Das Metall[?] wird direct  
 37 t S nicht verbunden; schmilzt man es also u schüttet S darauf, kann das PbS, FeS, CdS,  
 38 entstehen, aber es ist völlig unrichtig, wenn man meint, daß das Zn ganz gereinigt wird, die  
 39 Menge der fremden Metalle wird nur verringert. Alles Zn enthält, Fe, Pb  
 40 u Cd. Ganz reines Zn läßt sich nur darstellen durch Reduktion des ZnO t Kohle, ist aber  
 41 sehr schwer szuführen.  
 42 Das gewöhnliche Zn besitzt eine bläulich grauweiße Farbe u starken Metallglanz;  
 43 ist von strahlig blättrigem Gefüge u zerspringt weg[en] diesem Blätterdurchganges sehr leicht u  
 44 ist spröde; man kann es ziemlich leicht in rägulären Oктаädern xstallisirt erhalten, durch  
 45 starken Druck läßt sich die xstallinische Beschaffenheit vernichten, [so] daß ziemlich dünnes Blech daraus  
 46 gefertigt werden kann. Es ist mittelmäßig hart u läßt sich schwierig feilen; spec. Gew. ist  
 47 7,195; es schmilzt sehr leicht nach Guida Morveau<sup>1045</sup> bei 374  $^{\circ}\text{C}$ , aber stärker erhitzt  
 48 verflüchtigt es sich ziemlich leicht u läßt sich überdestilliren bei Weißglühhitze; an der Luft

-216-

01 leichter entzündet sich dann u giebt eine sehr blendend weiße Flamme während das lockere  
 02 Oxyd sich verflüchtigt. An der Luft besonders unter Einfluß v (Wasser) u  $\text{CO}^2$  oxydirt es sich. Von  
 03 verdünnter Sre welche selbst keine Zersetzung erleidet wird es unter H gasentwicklung  
 04 sehr leicht fgelöst; aber von dem ganz reinen Zn wird das (Wasser) viel schlechter zersetzt als vom gemeinen  
 05 Zn, ~~daher ist das Leg.~~ Man muß es ansehen als eine Legierung worin aber das Zn verwaltet[?].  
 06 Das Zn verbindet sich direct t  $\text{Cl}^2$  Br,  $\text{Id}^2$  sehr leicht auch bei Gegenwart von (Wasser), t S aber nicht oder  
 07 höchst schwierig; f nassem Wege entsteht  $\text{ZnS}$  hydrat t Salzen zur  $\text{H}^2\text{S}$ . Von  $\text{N}^2\text{O}^5$  wird das Zn t  
 08 größter Heftigkeit fgelöst u zwar ganz. Das Zn reduziert alle übrigen Metalle s ihren Aflösungen  
 09 in Sren; nur nicht das Fe u Mn, aber das Fe wird sehr leicht als basisches  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  salz gefällt. Das gem.  
 10 Zn läßt sich sehr leicht untersuchen f seine Verunreinigung t salpetersrn Lösung salpersren u  $\text{SO}^3$  sren.  
 11 In letzterem Falle hinterbleibt das Pb, aber Fe u Zn lösen sich f. Cd bleibt zurück ganz oder z. Theil.  
 12 Es giebt nur ein Oxyd des Zn; indessen durch  $\text{H}^2\text{O}^2$  soll auch ein  $\text{ZnO}^2$  sich darstellen lassen.

<sup>1043</sup> Bleiacetat [ $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ ]

<sup>1044</sup> Zinkcarbonat ( $\text{ZnCO}_3$ ), früher auch Silkat, eine Unterscheidung fand erst 1802 durch den englischen Chemiker und Mineralogen James Smithson (1754–1829) statt, vgl. H. LÜSCHEN (1968), 222.

<sup>1045</sup> Guyton de Morveau (1737–1816) war französischer Chemiker und Professor an der École Polytechnique, später General-administrator der Pariser Münze, vgl. G. BUGGE (1929), Bd 1, 294.

13 Zinkoxyd =  $\text{ZnO}$ ; man unterscheidet 1 f trockenem u 1 f nassem Wege dargestelltes.  
14 Beyde sind eigenthümlich, theils durch kl. Beimengungen anderer Körper, theils mag in dem Aggregat-  
15 zustande der Unterschied begründet sein. Das ältere die Blume bereitet man daß man Zn  
16 in 1 Tiegel giebt denselben schief in einen Ofen legt, so daß die Luft hineinströmen kann; wenn  
17 das Zn gehörig heiß ist, entzündet es sich u wenn mit 1 blanken eisernen Spatel die  $\text{ZnO}$  dar[au]f wegschiebt,  
18 so geht die Oxydation fort; wenn das Oxyd sich locker gebildet hat, so nimmt man es s dem Tiegel  
19 u thut es in eine Schaale; wenn man diese  $\text{ZnO}$  nun t (Wasser) anreibt so läßt sich das leichtere Oxyd  
20 abschleppen u es scheidet sich ab [vom] metall. Zn; aber ganz rein bekommt man das Oxyd [nicht], man muß  
21 es 1mal noch schwach durchglühen, es wird als dann viel schwerer u weißer; man hat angegeben  
22 man solle f dem Tiegel welcher das Zn enthält 1 anderen Tiegel stürzen u so durch Sublimation  
23 das  $\text{ZnO}$  gewinnen, aber dieses Oxyd ist ganz grau u enthält metall. Zn  $\text{CdO}$  u taugt nichts. Wenn  
24 man das  $\text{ZnO}$  sich ruhig bilden läßt, so erscheint es immer am lockersten u leichtesten. Hinsichtlich  
25 seiner Reinheit bleibt sich alles gleich; die frischen Zn blumen zeigen eine Menge rother Flocken  
26 v  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  u  $\text{CdO}$ , aber beim Abbewahren wird es weißer. Das  $\text{ZnO}$  f nassem Wege wird durch Glühen  
27 des reinen  $\text{ZnO} + \text{CO}^2$  dargestellt; man muß also zunächst ein solches  $\text{CO}^2$  rs Salz sich bereiten;  
28 ist es schwer, so erhält man durch Glühen 1 schwereres  $\text{ZnO}$ , die Reinheit vorausgesetzt, sodann muß  
29 man das kohlenre Salz in kleinen Mengen u nicht stärker glühen als nöthig ist um  $\text{CO}^2$  u (Wasser) zu ver-  
30 flüchtigen.  
31 Kohlensres Zinkoxyd =  $[\text{ZnO}]\text{CO}^2$ . Mann[?] giebt in 1 Flasche  $\text{SO}^3$  u Ueberschuß v Zn  
32 u läßt alles stehen bis sich beim Anrütteln kein H mehr entwickelt; einige Wochen reichen  
33 völlig hin; durch den überschüssigen Zn wird eine unreine  $\text{SO}^3$  gereinigt u s dem Zn kann sich  
34 nichts anderes flösen als Zn; nur 1 ganz geringe Spur v Fe oder  $\text{FeO}$  lößt sich f; kann man eine  
35 solche Lösung 1/2 Jahr stellen lassen; so ist die Menge des  $\text{FeO}$  so gering, daß die Flüssigkt beinahe  
36 chemisch reines  $\text{ZnO}, \text{SO}^3$  liefert; aber zu dem  $\text{ZnO}$  muß die Flüssigkt noch gereinigt werden,  
37 am 1fachsten so, daß man 1 wenig  $\text{NaO}, \text{CO}^2$  zufügt, 1 weißer Ndrschlg v  $\text{ZnO}, \text{CO}^2$  entsteht; leitet  
38 man nun 1 Strom v Cl gas hindurch, so lößt sich das  $\text{ZnO}$  f, aber  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  bleibt zurück; ist der  
39 Ndrschlg braun geworden, so stellt man die Flüssigkt hin, ohne gerade das  $\text{ZnO}$  [mi]t [au]fzulösen,  
40 filtrirt, setzt einige Tropfen reine  $\text{SO}^3$  zu, so daß das Cl wieder abgeschieden wird; man kann  
41 die Flüssigkt nun zersetzen, indem man sie gehörig t (Wasser) verdünnt u nun  $\text{NaO}, \text{CO}^2$  zufügt unter  
42 Umrühren, bis Lackmus (oder) Curcumapapier ganz unverändert bleiben u Curcumapapier beim  
43 Liegen an der Luft sich bräunt, zum Beweis, daß in der Flüssigkt  $\text{NaO}, 2\text{CO}^2$  ist. Man muß [noch 1 Theil]  
44 Flüssigkt haben, daß der Ndrschlg sich absetzen kann; der Ndrschlg ist xstallinisch u nach Heinrich  $\text{ZnO} + 1/2\text{CO}^2 + 20\text{aq}$   
45 Dieser Ndrschlg muß f diese Weise sgewaschen werden, daß man ihn f ein sauberes Tuch giebt  
46 u sanft sdrückt, gießt (Wasser) darauf, zerkleinert den Ndrschlg, zieht wieder aus; nach 4 6 maligem  
47 Auswaschen t reinem (Wasser) ist der Ndrschlg vollkommen sgewaschen. Man legt ihn nun in 1 Schaale  
48 u läßt ihn 1nige Wochen ruhig stehen; er verliert während dieser Zeit (Wasser) u  $\text{CO}^2$ ; wird ganz zu  
49 1nem Brey; wird er in diesem Zustand wieder sgepreßt, so bildet er zuletzt eine ganz harte  
50 Masse; ist es trocken, so ist es  $\text{ZnO}, 1/3\text{CO}^2 + \text{aq}$ . Wird es nun mehr geglüht, so schwach als  
51 eben möglich ist, so bekommt man das höchst lockere u leicht zerreibliche Oxyd. Man kann

-217-

01 auch die Fällung t kohlenurem Ammoniak bewirken aber es ist nicht vorzuziehen, denn das Oxyd  
02 enthält immer 1 Spur  $\text{SO}^3$ . Man [kann]  $\text{ZnCl}^2$  nehmen u  $\text{N}^2\text{O}^5$ res u diese t kohlenrem Ammoniak  
03 fällen, aber es ist nun schlau eine ganz reine Lösung s dem metall. Zn hervor zu bringen.  
04 Auch kann man  $\text{PbO} + \text{Ä}$  t Zn versetzen u das Ganze lange Zeit stehen lassen. Das  
05  $\text{ZnO} + \text{Ä}$  ist alsdann wirklich rein von Pb, fast absolut vom Fe. Durch Fällung t  
06  $\text{H}^8\text{N}^2, \text{O}, 2\text{CO}^2$  erhält man ein sehr schönes Oxyd; indessen ist dann kein großer Gewinn[?]  
07 zu ziehen. Die Reinigung des  $\text{ZnO} + \text{SO}^3$  ist nun auch f andere Weise versucht worden;  
08 zb, die Lösung desselben t Chlorkalk zu versetzen, nebst 1 wenig  $\text{ZnO}$  wird Alles  
09  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  gefällt; aber durch den Kalk kommt immer etwas  $\text{CaO}, \text{SO}^3$  hinein; oder man soll dem  
10 Zn vitriol t 1/9 Salpeter glühen; einige haben dies gemein vorgeschrieben; dieses  
11 ist aber niemals zulässig weil er  $\text{CaO}, \text{MgO}, \text{Cu}, \text{Al}^2\text{O}^3$  enthält. Anderen nach sind die[,]  
12 die Lösung t Gallapfel zu vermischen, oder t  $\text{N}^2\text{O}^5$  zu kochen u dann t  $\text{ZnO}$  zur Fällung  
13 des gebildeten  $\text{Fe}^2\text{O}^3$ .  
14 Es ist ein weißes lockeres Pulver wenn es durch Glühen dargestellt ist. Das durch Fällung  
15 bereitete ist ein noch feineres u lockeres Pulver, von einer weißen Farbe; die einen  
16 entschiedenen Stich ins Gelbe hat; ist es ganz weiß so rührt es meistens her von einem

17 kl. Rückhalte v basischen Salzen, oder einer sehr starken Glühhitze. Durch heftiges Glühen  
 18 schmilzt das Oxyd nicht, aber es verdichtet sich wie MgO, ist nicht flüchtig, wenn es aber  
 19 v. d. L. f. C. reduziert wird, so verflüchtigt sich das Metall. In der Hitze erscheint es  
 20 gelb, beim Erkalten werden die Zn blumen wieder ganz weiß, das ZnO aber[?] behält aber  
 21 seinen leichten gelblichen Stich; mit (Wasser) übergossen löst es sich nicht f. Die Zn blumen  
 22 lassen das Curkurmapapier unverändert. Das ZnO aber färbt das Papier schwach braun,  
 23 wie ein schwaches Alkali. [Mi]t (Wasser) u der verdünnten  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  oder  $\text{N}^2\text{O}^5$  übergossen löst sich das ZnO  
 24 ohne alle Entwicklung v  $\text{CO}^2$  f; eine Entwicklung v Gas bemerkt man aber immer;  
 25 aber diese Blasen sind nichts anderes als O oder atmosphärische Luft. Der Luft sgesetzt nimmt  
 26 es keine  $\text{CO}^2$  f, solange es trocken ist, selbst in einer Atmosphäre v  $\text{CO}^2$ ; ist es aber  
 27 feucht, oder t (Wasser) zu einem Breÿ angerührt, absorbiert es sehr bald u zwar wie es scheint 1/2 at  
 28  $\text{CO}^2$ . Das ZnO ist eine sehr starke Salzbasis u schlägt  $\text{Fe}^2\text{O}^3$ , CuO u andere schwächere Oxyde  
 29 nieder; aber nicht FeO u MnO. Die Salze reagiren immer sauer, sie haben eine große  
 30 Neigung in basische Salze überzugehen, so das  $\text{ZnCl}^2$  u  $\text{N}^2\text{O}^5$ , weniger das  $\text{SO}^3$  s[au]re Salz. Es  
 31 wird s den Salzen gefällt durch ätzende Alkalien als basisches Salz u im Uebermaß desselben  
 32 leicht [au]fgelöst.  $\text{H}^8\text{N}^2\text{O}, \text{CO}^2$  nimmt das  $\text{ZnO}, \text{CO}^2$  auch wieder auf,  $\text{NaO}, \text{CO}^2$  aber nicht.  
 33 Wie schon erwähnt so geht bei der Fällung in der Kälte die Hälfte des  $\text{CO}^2$  fort u bei Anwendung  
 34 v Wärme geht 2/3  $\text{CO}^2$  weg.  $\text{H}^2\text{S}$  schlägt sogleich  $\text{ZnS}$  hydrat nieder, selbst wenn noch freie  
 35 S[äu]re vorhanden ist, nur 1 großer Ueberschuß v Sre verhindert die Fällung; insbesondere  $\text{N}^2\text{O}^5$   
 36 t  $\text{SO}^3$  zusammen. Die Zn blumen dürfen nicht grau sein oder locker, reagiren sie nach dem  
 37 Glühen alkalisch, so[?] rührt es vom Kalk her; t  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  dürfen sie nicht fbrausen.  
 38 Sie hinterlassen Spuren v metall. Zn u erdigen Theilen gewöhnlich. Die t wenig möglichst  
 39  $\text{N}^2\text{O}^5$  bewirkte Aflösung giebt t  $\text{H}^2\text{S}$  einen grauen Ndrschlg v  $\text{ZnS}$  t  $\text{PbS}$ ; das ZnO in  
 40 verdünnter  $\text{N}^2\text{O}^5$  fgelöst entwickelt nur etwas atmosphärische Luft, keine  $\text{CO}^2$ , die Lösung giebt t  
 41  $\text{H}^2\text{S}$  keine Trübung v  $\text{PbS}$ , dagegen giebt die Lösung t  $\text{BaCl}^2$  eine geringe Trübung.  
 42 A[u]f Pb ist am sichersten das ZnO, t  $\text{NaO} + \text{CO}^2$  eine Weile zu kochen, filtriren u nun t  $\text{H}^2\text{S}$  zu ver-  
 43 setzen; in dem Alkali hat sich nach längeren Zeit die ganze Menge v  $\text{PbO}$  fgelöst u wird  
 44 durch  $\text{H}^2\text{S}$  gefällt. Wenn Pb haltiges ZnO in  $\text{SO}^3$  [au]flößt, so scheidet sich  $\text{PbO}, \text{SO}^3$  ab, u ebenso  
 45 wenn man eine salpetersre Auflösung des ZnO t überschüssiger  $\text{SO}^3$  vermischt, aber sobald  
 46  $\text{SO}^3$  vorhanden ist, so giebt  $\text{H}^2\text{S}$  keinen Ndrschlg, weil das  $\text{PbO}, \text{SO}^3$  durch  $\text{H}^2\text{S}$  nicht zersetzt  
 47 wird. Wenn die Aflösg t  $\text{H}^6\text{N}^2$  (ueberschüssigem) vermischt wird, so muß sie kein Fe abscheiden.  
 48 Würde  $\text{KO}, \text{CO}^2$  genommen, so bildet sich beim Glühen  $\text{ZnO}, \text{SiO}^2$  u beim Aflös[en] in Sre  
 49 scheidet sich  $\text{SiO}$  ab.  
 50 Graue Tutia<sup>1046</sup> sie war ursprünglich das sublimirte ZnO; t metall. Zn, CaO, CdO u auch

-218-

01 FeO u anderen Unreinigkeiten welche sich zusammen ansetzten als Sublimat bei den  
 02 Zink u Messinghütten u den Öfen der Bruchzangen. Man nannte es auch Cadmia fornaicum<sup>1047</sup>  
 03 u das noch /ge/mahlte[?] auch Stremicar da Parma C[a]d[mia][?]<sup>1048</sup>. Nun hat sich aber die Fabrickation des Messings  
 04 sehr verändert u verbessert, man erhält jetzt auch noch wohl 1 zinkischen Ofenbruch, allein die  
 05 echte Tutia kommt selten vor, da man es aber noch fortwährend gebrauchen will, so wählt  
 06 man aber graues Mineral oder bereitet solche sublimirte Stücke zusammen t Asche u Sand.  
 07 Sie enthält alles mögliche, nur nicht ZnO, natürlich erkennt man jede Spur v ZnO v. d. L. f  
 08 d. C.; Aflösung in  $\text{N}^2\text{O}^5$ , vermischen t  $\text{H}^8\text{N}^2\text{O}, \text{CO}^2$  + dann t  $\text{H}^2\text{S}$ .  
 09 Weißes Nichts<sup>1049</sup>, so heißt das unreine lockere ZnO welches bei Messingbereitung  
 10 in den Rauchkanälen sich absetzt; jetzt kommt gewöhnlich nur getrocknetes Gyps vor;  
 11 in neuster Zeit hat man von Schlesien s in den Handel gebracht unter diesem Namen  
 12 welches sich bei der Destillation des metall. Zn bildet.  
 13 Galmey<sup>1050</sup> soll eigentlich nur reines  $\text{ZnO} + \text{CO}^2$  s der Natur sein, er kommt auch

<sup>1046</sup> Ofenbruch ist ein zinkoxidhaltiges Präparat, das bei der Messingherstellung anfällt, vgl. W. SCHNEIDER (1972), 16. Die Bedeutung ist persischen Ursprungs und heißt „Rauch“, vgl. S. ENGELS/R. STOLZ (1989), 312.

<sup>1047</sup> „Cadmeia fornacum“ (lat. ) bedeutet „Ofenbruch“, vgl. S. ENGELS/R. STOLZ (1989), 100.

<sup>1048</sup> nicht bekannte Variante

<sup>1049</sup> „Nihilum album“ oder „Weißer Nicht“ fällt bei der Messingherstellung an und ist Zinkoxid (ZnO), vgl. W. SCHNEIDER (1972), 26.

<sup>1050</sup> „Lapis calaminaris“ besteht aus Zinkcarbonat ( $\text{ZnCO}_3$ ), evtl. Zinksilikat, vgl. W. SCHNEIDER (1972), 65.

14 noch am meisten echt vor u wird sehr leicht durchs das L. erkannt oder s der salpetersren  
15 Aflösung durch  $\text{H}^8\text{N}^2, \text{O}, \text{CO}^2$  im Uebermaß u Zusatz v  $\text{H}^2\text{S}$ ; allein das Galmey variirt  
16 sehr in seiner Mischung u außerdem wird ein nicht zinkhaltiges Mineral substituiert.  
17 Schwefelsaures Zinkoxyd =  $\text{ZnO} + \text{SO}^3 + \text{Aq} + 6\text{aq}$  Durch A[u]slaugen von  
18 künstlich gerösteter natürlicher Zinkblende, oder blendenhaltigen Kiesen gewonnen; manchmal  
19 aber selber s dem Caput. mortem. Man bringt den Vitriol in den Handel wenn er zerlassen[?] ist,  
20 u seinen X[stall](wasser) u dieser gem. Vitriol enthält sehr viel  $\text{FeO}, \text{SO}^3$  u verwittert beim Af-  
21 bewahren zu einem ockergelben Pulver; auch  $\text{CuO} + \text{SO}^3$ , Mn, CaO, u  $\text{MgO Al}^2\text{O}^3$  u darum  
22 kann man den gew. Vitriol zu chem. Präparaten nicht wohl gebrauchen; man bereitet  
23 ihn wie schon angeführt bei  $\text{ZnO} + \text{CO}^2$ ; man erhält ihn besonders schön in großen Xstallen  
24 wenn man einige Tropfen  $\text{SO}^3$  zur Lösung zufügt, (zum filtrirten). Zu medizinischen  
25 Zwecken ist dieses Salz vollkommen rein genug u eine absolute Abscheidung des  $\text{Fe}^2\text{O}^3$   
26 ist ganz unnöthig, soll sie aber stattfinden so wird ein bischen  $\text{Cl}^2$  zugesetzt, t wenig  
27 reinem ZnO digerirt, filtrirt ganz schwach angesäuert u xstallisirt. Das Zn chlorid  
28 welches sich in der Flüssigkt befindet bleibt in der Mutterlauge.  
29 Es xstallisirt in geraden rhombischen Prismen welche von einem 4tischen[?] Prisma  
30 wenig abweichen; es verwittert langsam an trockener Luft, in mäßiger Hitze  
31 verliert es 6aq, aber das 7te At erfordert Glühhitze, lößt sich in  $21/3$  Th. kalt. (Wasser) auf,  
32 die Lösung reagirt sauer;  $\text{H}^2\text{S}$  giebt 1 weißen Ndrschlg, der sich in  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  oder  $\text{SO}^3$  leicht  
33 [au]flößt; es wird aber nur 1 kl. Th. des Zn gefällt; t  $\text{H}^6\text{N}^2$  im Uebermaß versetzt u so  
34 auch t  $\text{H}^8\text{N}^2, \text{O}, \text{CO}^2$ , giebt es eine ganz klare Lösung ohne Abscheidung von  $\text{Fe}^2\text{O}^3$ ; s der  
35 ammoniakalischen Lösung wird das Zn vollkommen gefällt; Gerbsäure bringt in der Lösung  
36 durchaus keine Färbung; 1 Spur v Fe bewirkt nur geringe schwärzliche Färbg beim Stehen.  
37 Wenn kein Ndrschlg entsteht, so ist das Salz für medizinische Zwecke rein genug; am ge-  
38 nauesten entdeckt man das Fe durch Zusatz v  $\text{Cl}^2$  u kochen t  $\text{N}^2\text{O}^5$  u überschüssigem  $\text{H}^6\text{N}^2$ ,  
39 weil das Fe im Salz nur als Oxydul enthalten ist. Wenn man das  $\text{ZnO} + \text{SO}^3$  f ZnO  
40 digerirt oder t wenig KO versetzt u dann digerirt, so bildet sich ein basisches  $\text{ZnO}, \text{SO}^3$   
41 welches sich in (Wasser) nicht gut flößt sondern immer t Trübung, u so ist dann manchmal das  
42 künstliche etwas basisch. Das  $\text{SO}^3$  sre Salz verbindet sich t anderen Salzen zu Doppelver-  
43 bindungen uhngefähr wie  $\text{KO}, \text{SO}^3$  t Gyps.  
44 Zinkchlorid =  $\text{ZnCl}^2$ . Wenn man ZnO in Salzsre [au]flößt bis die Sre gesättigt  
45 ist u nun abdampft, bis sie oelartig wird, so kann man sie in einer Retorde erhitzen  
46 u als (wasser)frei[es]  $\text{ZnCl}^2$  überdestilliren; sie erstarrt bei gewöhnlicher Temperatur, schmilzt  
47 aber wieder bei  $100^\circ$ ; die (wasser)haltige Lösung kann bis über  $200^\circ$  erhitzt werden, ohne fest  
48 zu werden u wird daher auch benutzt, als ein Bad für die Erhitzung organ. Körper.  
49 Für medicin. Anwendg nimmt man reines ZnO u digerirt es t Salzsre mäßig, das übrig-  
50 bleibende ZnO wieder zurück wägt, man kann alsdann die Lösung sehr leicht f eine be=  
51 stimmte Concentrat[ion] bringen.  
52 Wenn man ZnO oder  $\text{ZnO} + \text{CO}^2$  im (Wasser) suspendirt,  $\text{Cl}^2$  gas durchleitet, so lößt sich

-219-

01 das ZnO f,  $\text{ZnCl}^2$  u  $\text{ZnOCl}^2\text{O}$  entsteht. Wenn nun Pb oder Fe zugegen sind, so  
02 scheiden sie sich ab, als Superoxyd u Oxyd; das  $\text{ZnOCl}^2$  schlägt nun trübes  $\text{Fe}^2\text{Cl}^6$   
03 nieder u es scheidet sich  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  ab.

04

05 **Metalle welche s sauren u alkalischen Flüssigk[ei]ten**  
06 **durch  $\text{H}^2\text{S}$  fällbar sind.**

07

08 Cadmium<sup>1051</sup> = Cd = 1at = 1aeq. = 69,6767. Es ist ein fast beständiger  
09 Begleiter des Zn im Galmey. Bei der hüttenmäßigen Gewinnung des Zn destillirt haupt-  
10 sächlich Cd über, als das flüchtigere Metall; man hat es s diesem ersten Destillationsgrad  
11 leicht abgeschieden; ~~aber im Salz finden finden große~~. Um es abzuscheiden muß man das Cd  
12 haltige ZnO oder Zn in  $\text{SO}^3$  t Zusatz v  $\text{N}^2\text{O}^5$  rein flösen u durch die Flüssigkt  $\text{H}^2\text{S}$

<sup>1051</sup> Name kommt von „kadmeie“ (griech.) oder „cadmea“ (lat.), auch als „Galmey“ beschrieben; wurde u. a. von Friedrich Stromeyer (1776–1835), einem Lehrer von Wackenroder, entdeckt, vgl. S. ENGELS/R. STOLZ (1989), 100.

13 leiten; man kann es auch im Klein[en] gewinnen s dem Rückstand welcher bleibt beim Aflösen  
 14 des Zn in  $\text{SO}^3$ ; CdS fällt nieder dem  $\text{As}^2\text{S}^3$  sehr ähnliches S metall; es muß wieder in  $\text{N}^2\text{O}^5$   
 15 fgelöst [werden]; als CdO durch  $\text{NaO}, \text{CO}^2$  gefällt u s diesem  $\text{CO}^2$ srem Salz in einer irdenen Retorde  
 16 t C reduziert werden; es reduziert sich leicht.  
 17 Es hat eine weiß[e] Sn ähnliche Farbe ist sehr glänzend, aber läuft ebenso an wie das Zn an  
 18 der Luft [an] u bedeckt sich t einer grauen Haut, da es vielleicht ein Suboxyd ist; xstallisirt in Octaädern  
 19 hat ein dichtes Gefüge ist nicht xstallinisch, härter als Sn, giebt aber Blech u Draht spec. Gew. 8,604[;]  
 20 schmilzt unter der Rothglühhitze u ist so flüchtig daß es bei einigen  $\varnothing$  über dem Siedepunkte  
 21 des Hg kocht u sich verflüchtigt, beim Erhitzen v. d. L. verflüchtigt sich das Cd viel leichter  
 22 als das Zn; an der Luft erhitzt verbrennt es zu Oxyd; zersetzt das (Wasser) wie das Zn aber viel schwieriger  
 23 löst sich am leichtesten in  $\text{N}^2\text{O}^5$  f; gegen Halogene verhält es sich wie Zn u auch ebenso  
 24 verbindet es sich nicht leicht dem S direct, aber die Salze geben t  $\text{H}^2\text{S}$  sehr leicht CdS  
 25 selbst in sren Lösungen.  
 26 Cadmiumoxyd = CdO entsteht durch Verbrennen des Cd oder Glühen des kohlsrens  
 27 Salzes; es bildet sich immer t wenn Cd haltiges Zn an der Luft zu Zn blumen ver-  
 28 brannt wird; ist braungelb bis dunkelbraun; nach dem Grade des Glühens; s der Luft  
 29 nimmt es sehr leicht  $\text{CO}^2$  u verändert sich in Oxyd u wird weiß; für sich im Feuer unver-  
 30 änderlich, aber durch C leicht reduziert; liefert t den Säuren Salze[,] den Zn salzen in  
 31 vielen Stücken ganz ähnlich; reagiren sauer u können auch durch Digestion t ZnO  
 32 basisch werden. [Au]s den fgelösten Salzen wird durch KO ein Hydrat das  $\text{KdO}[\text{CdO}]$  gefällt  
 33 welches sich nicht im Uebermaß flößt;  $\text{H}^6\text{N}^2$  schlägt das Hydrat nieder u löst es  
 34 wieder auf; die kohlsrens Alkalien geben kohlsres CdO; welche im Ueberschuß  
 35 sich nicht flösen wohl aber in  $\text{H}^6\text{N}^2$ ; s der sauren (wäss)rigen Lösung wird das Cd als  
 36 gelbes CdS gefällt; das CdS enthält 1 at S u unterscheidet sich vom  $\text{As}^2\text{S}^3$  besonders  
 37 durch seine Unlöslichkt in  $\text{H}^6\text{N}^2$  u völlige Feuerbeständigkt in der Glasröhre  
 38 löst sich in  $\text{N}^2\text{O}^5$  am leichtesten auf; vom Zn wird das Cd vollständig gefällt.  
 39 Schwefelsaures Cadmiumoxyd <sup>1052</sup> =  $\text{CdO} + \text{SO}^3 + 4\text{aq}$ ; man bereitet es  
 40 durch Aflösen des  $\text{CO}^2$ sren in  $\text{SO}^3$ ; oder aus reinem CdO, weil das metall. Cd sich schwierig  
 41 flößt, es xstallisirt in durchsichtigen weißen 4seitigen Prismen welche  
 42 wenig verwittern, löst sich leicht in (Wasser) f, aber manchmal unter Trübung  
 43 v basischen Salzen. V. d. L. f d. C. [mi]t Soda giebt es einen gelbbraunen Beschlag; die  
 44 Lösung reagirt sauer u t  $\text{H}^2\text{S}$  zersetzt nachdem man noch etwas  $\text{SO}^3$  zufügt. Das  
 45 t überschüssigem  $\text{H}^6\text{N}^2\text{O}, 2\text{CO}^2$  erhitzt hat, kann man das Fe, Zn, Cu entdecken;  
 46 Pb wird sich gar nicht finden, oder beim Aflösen in (Wasser) zurück bleiben; noch besser wenn  
 47 man  $\text{SO}^3$  zufügt.

-220-

01 Bley = Pb = 1aeq = 1 At = 129,4495. Das Pb kommt vor hauptsächlich  
 02 als PbS, s dem Bleýglanz erhält man es erst [wenn] man dieses fgeröstet, wodurch dasselbe  
 03 in  $\text{PbO} + \text{SO}^3$  verwandelt wird; wird nun dieses t Zusatz v PbS geglüht, so ~~ent~~  
 04 wird das S als  $\text{SO}^2$  verflüchtigt u metall. Pb t PbS bleiben zurück. ~~Wenn man  $\text{PbO}, \text{SO}^3$~~   
 05 Man nimmt dieses Werkblei welches gewöhnlich silberhaltig ist, also wird es nun f  
 06 großen Kapellen erhitzt u liefert das geschmolzene unreine PbO, Bleiglätte; es hinter-  
 07 bleiben Silber, Gold; die Bleiglätte wird nun t C geglüht u das reine Pb reduziert  
 08 dieß ist das Frischbley. Früher mehr als jetzt setzte man dem Werkblei Fe zu; die Reduck[tion].  
 09 kann dann geradezu s dem Bleýglanze stattfinden; auch wohl t CaO; ganz reines Pb erhält man  
 10 nur durch Reducktion eines reinen PbO, oder durch Zn s dem Bleýzucker. Der Bleýglanz  
 11 enthält häufig  $\text{As}^2$ ,  $\text{Sb}^2$ , Fe auch Se[?], Cu; das gewöhnliche führt auch daher diese Beimengungen  
 12 aber noch mehr die gew. Bleiglätte s Böhmen.  
 13 Das Pb besitzt eine bläulich graue Farbe u starken Metallglanz, aber es läuft an der Luft  
 14 sehr leicht an, u wird schwarz u matt, wird auch manchmal weiß (vom)  $\text{PbO}, \text{CO}^2$ ; vorzüglich  
 15 findet diese Oxydation statt wenn (Wasser) u saure Substanzen einwirken u das O. Es xstallisirt  
 16 in Ocktaädern; es ist fast gar nicht f dem Bruch xstallinisch sondern biegsam weich u  
 17 giebt sehr leicht dünne Platten aber keinen dünnen Draht; Draht von der Stärke des Bindfaden

**Formel 148**

<sup>1052</sup> Cadmiumsulfat ( $\text{CdSO}_4 \times 4 \text{H}_2\text{O}$ )



18 u zum Druck indem das Gemische benutzt; es besitzt fast gar keinen Klang; spec. Gew.  
19 11,33 das käufliche; das ganz reine aber 11,495 nach Berzel.; es ist wenig schwerer schmelzbar  
20 als Sn; bei 322 $\text{Q}$  nach Dalton; bei starker Rothglühhitze verdampft es an der Luft oxydirt [es]  
21 sich zu Oxyd; im Verslossenem erfordert es eine Weißglühhitze; es destillirt aber  
22 schwerer als Zn; f. d. C. v. dem L. giebt es einen gelben Beschlag der aber weniger verbreitet  
23 ist als der des Zn; Cl u Jd verbinden sich leicht damit, auch das S direct; conc. Salzsre  
24 greift das Pb wenig an u ebenso auch concentr.  $\text{SO}^3$  nur schwierig; ist aber  $\text{N}^2\text{O}^5$  zu-  
25 gegen so bildet sich sehr leicht  $\text{PbO}, \text{SO}^3$ ; von aetzenden Alkalien wird es nicht leicht ange-  
26 griffen#, ebenso vegetal. Salze schwacher Sren oxydiren es durch den zutretenden O der Luft. #bei Asschluß der Luft  
27 Die Metalle fast sämmtlich lösen sich im schmelzenden Pb fast f, so ersetzt das Pb  
28 manchmal das Hg um Gold u Ag szuziehen. Das  $\text{PbO}[\text{Pb}]$  liefert verschiedene Legierungen t  $\text{Sb}^2$   
29 u Sn, auch manchmal t Wi. Buchdruckplatten; man soll zuweilen auch  $\text{As}^2$  zufügen um  
30 die Schriften härter zu machen.  
31 Bleisuboxyd =  $\text{Pb}^2\text{O}^{1053}$ . Wenn sich das Pb an der Luft schwarz färbt u matt wird  
32 so wird dieses der Bildung eines Suboxydes beigemessen; allein man soll auch be-  
33 trachten als ein Gemenge v Oxyd t Pb. Pelouze<sup>1054</sup> hat aber gezeigt daß wenn man  $\text{PbO}+\text{O}$   
34 bis zu 900 $\text{Q}$  erhitzt man ein wirkliches  $\text{Pb}^2\text{O}$  erhalte, welches sich in Zuckerlösung nicht  
35 flößt, noch [mi]t Hg kein Amalgam giebt.  
36 Gebranntes Bleÿ, wenn man Pb an der Luft schwach erhitzt u umrührt so ver-  
37 wandelt es sich in ein schwarzes Ding rothes  $\text{Pb}^2\text{O}$  sein wegen des Solches enthält. Nach  
38 anderen Vorschriften soll man f das schmelzende Pb etwas S streuen dieses ist also nichts  
39 anderes als PbS, welches also. v. d. L t Soda NaS giebt, u sich in  $\text{N}^2\text{O}^5$  nicht flößt sondern  
40  $\text{PbO}, \text{SO}^3$  giebt.  
41 Bleÿoxyd =  $\text{PbO}$ ; im Handel kommt es als Massicot<sup>1055</sup> vor, welches das reinste ist,  
42 indem man das metall. reine PbS an der Luft so stark erhitzt bis es völlig in  $\text{PbO}$  ver-  
43 wandelt ist; u 2tens als Bleÿglätte, als geschmolzenens mehr oder weniger verunreinigtes  
44  $\text{PbO}$ , weil s den Herden  $\text{SiO}^3$  hinein tritt, so dann ist  $\text{CO}^2$  darin u die Oxyde der fremden  
45 Metalle s dem Bleiglanze namentlich,  $\text{Fe}^2\text{O}^3$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{Sb}^2\text{O}^3$ ,  $\text{As}^2\text{O}^3$  oder  $\text{As}^2\text{O}^5$ ,  $\text{WiO}$ .  
46 Die engl. ist im allgem. die reinste, weil das engl. Pb schon das reinste ist; es ist ein  
47 blaßgelbes Pulver, welches aber in der Hitze leicht schmilzt u zu einer gelben glasartigen Masse erstarrt;  
48 die man Vitri. saturii nannte; im Schmelzen aber lößt es die  $\text{SiO}^3$  leicht auf u so entsteht  $\text{PbO}, \text{SiO}^3$ ;  
49 ist dem Vitri. habes metall. Pb beigemengt, so erscheint die Glasur grünlich; die Bleiglätte  
50 ist nur geschmolzenes  $\text{PbO}$ , welches entweder in losen Schuppen oder in zusammenhängenden  
51 xstallinischen Massen erstarrt; sie enthält auch immer  $\text{CO}^2$  namentlich wenn sie gepulvert  
52 lange fbewahrt wurde; außerdem enthält sie fremdartige Beimengungen, mehr  
53 oder weniger; sie ist von verschiedener Farbe; ist sie weiß so pflegt man sie Silberglätte

-221-

01 zu nennen, die roth. Goldglätte; ihre rothe Farbe schreibt man  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  zu, aber diese Farbe  
02 könnte von beigemischter Mennige abhängig sein. Das  $\text{PbO}$  lößt sich sehr leicht in  $\text{A}$  oder  
03 verdünnter  $\text{N}^2\text{O}^5$  f; t  $\text{A}$  entstehen leicht basische Verbindungen in conc.  $\text{N}^2\text{O}^5$  lößt sich  
04 die Glätte nicht f; entsteht nemlich unlöslich/es/  $\text{N}^2\text{O}^5+\text{PbO}$ ; in verdünnter  $\text{N}^2\text{O}^5$  wird Pb  
05 allmählig fgelöst unter stärkerem oder schwächerem Afbrausen. Die Lösung ist meistens  
06 etwas trübe, diese Trübung rührt vom  $\text{SiO}^3$  her, auch vom  $\text{SbO}[\text{Sb}^2\text{O}^5]$ ;  $\text{CuO}$  läßt sich darin leicht  
07 entdecken wenn man das Pb t  $\text{SO}^3$  fällt. Die salpetersre Aflösung muß t KO einen  
08 im Übermaß völlig löslichen Ndtschlg geben. Man bekommt in der Regel eine schwache  
09 weiße Trübung, theils von fremden Metallen theils vom  $\text{PbO}, \text{SiO}^3$ . Vor dem L. f. d. C. reduziert  
10 sich die Bleiglätte sehr leicht zu einem Pb kern u es darf kein Geruch nach  $\text{As}^2$  sich be-  
11 merken lassen. Das  $\text{PbO}$  ist eine starke Salzbasis u liefert t den Sren theils lösliche  
12 theils schwer lösliche Salze, es bildet häufig basische Salze welche gewöhnlich unlöslich  
13 oder schwer löslich sind. Alle löslichen Salze reagiren sauer; einige basische wirken auch f

<sup>1053</sup> Es handelt sich um eine nicht existierende Verbindung.

<sup>1054</sup> Theophile Jules Pelouze (1807–1867) lehrte seit 1831 als Professor der Chemie in Paris; bestimmte u. a. die Atomgewichte von Arsen, Phosphor, Stickstoff und Silicium, vgl. hierzu G. BUGGE (1929), Bd 2, 40.

<sup>1055</sup> „Massicot“ ist Bleioxid ( $\text{PbO}$ ) als weißes zartes Pulver und wurde durch vorsichtige Erwärmung von  $\text{PbCO}_3$  oder  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  erhalten, vgl. HOLLEMAN / WIBERG (1985), 805.

14 das Curcurmapapier. Das PbO wird durch die Alkalien u alkalischen Erden gefällt, im  
 15 Uebermaß aber wieder [au]fgelöst;  $\text{H}^6\text{N}^2$  fällt permanent; die kohlenstren Alkalien  
 16 geben 1fach kohlenstres PbO.  $\text{H}^2\text{S}$  u S ammonium schlägt das Pb s sauren u alkalischen Lösungen  
 17 nieder; conc. Salzsre noch besser conc.  $\text{N}^2\text{O}^5$  lösen das PbS auf.  $\text{PbO}, \text{SO}^3$  wird durch  
 18  $\text{H}^2\text{S}$  t (Wasser) übergossen gar nicht verändert oder nur dann sehr wenig, wenn viel  $\text{H}^2\text{S}$  ein-  
 19 wirken kann; am allerwenigsten erleidet es eine Veränderung t  $\text{H}^2\text{S}$  wenn es sich fgelöst  
 20 befindet in conc/ $\text{N}^2\text{O}^5$  oder Salzsäure. Wenn aber 1wenig Alkali zukommt, so daß sich KS bildet,  
 21 so entsteht PbS u fällt auch s der sren Lösung nieder. Das Pb wird durch  $\text{SO}^3$  auch s seinen  
 22 sehr sren A[u]flösungen gefällt, u zwar je gro[ö]ßer die Menge der flösenden Sre ist, desto größer  
 23 muß die Menge der  $\text{SO}^3$  sein. Es wird hier das Pb gefällt nur dadurch, daß die  $\text{SO}^3$  die auflösende  
 24 Wirkung der Sren fhebt; ist die Menge der  $\text{N}^2\text{O}^5$  sehr groß so ist die Fällung durch  $\text{SO}^3$   
 25 sehr langsam u nicht ganz so vollständig, als wenn die Menge des  $\text{N}^2\text{O}^5$  geringer ist.  
 26 Kein anderes Metall theilt diese Eigenschaft t dem Pb. Läßt man die Flüssigk[ei]t  
 27 t der  $\text{SO}^3$  mehrere Stunden stehen, so hat sich jede Spur v  $\text{PbO}, \text{SO}^3$  abgesetzt ins Glas.  
 28 Gießt man die Flüssigk ab u befeuchtet man das weiße Pulver t S ammonium  
 29 so wird es schwarz. In engl.  $\text{SO}^3$  löst sich aber  $\text{PbO} + \text{SO}^3$  f; verdünnt man aber die  
 30 Sre t (Wasser) so fällt das Pb nieder. Die Pb salze werden durch Glühen t C sehr leicht reduziert.  
 31 Die t organ. Sren verbrennen sehr leicht indem das O des PbO an die organ. Sre tritt. Das  
 32 Pb wird leicht durch Zn reduziert.  
 33 Bleisesquioxyd =  $\text{Pb}^2\text{O}^3$ ; wenn man alkalischen Aflösungen des PbO insbesondere  
 34 die Lösung des Bleyzucker  $\text{NaO}, \text{Cl}^2\text{O}$  zusetzt, so entsteht ein röthlich gelber Ndrschlg  
 35 welches eben dieses Oxyd [ist], welches sich in kalter Salzsre ohne  $\text{Cl}^2$  entwicklung flößt  
 36 u durch die Alkalien auch wieder t gelbbrauner Farbe gefällt wird. Versetzt man  
 37 Bleÿzucker t  $\text{Cl}^2$  gas oder  $\text{NaO}, \text{Cl}^2\text{O}$  so wird zwar anfangs auch 1 gelber, aber dann  
 38 1 brauner Ndrschlg gebildet v Pb superoxyd. Das Superoxydul ist eine sehr  
 39 schwache Salzbasis, es entspricht eben in seiner Mischung dem  $\text{Fe}^2\text{O}^3$ .  
 40 Mennige <sup>1056</sup> =  $\text{Pb}^2\text{O}^3 + \text{PbO} = \# \text{Pb}^3\text{O}^4$ ; man hat die Mennige für das  
 41 Sesquioxyd [gehalten, das ist] aber irrig; denn man weiß, daß die Mennige in ihrer Zusammensetzung  
 42 variirt. Man bereitet sie in eigenen Brennereien, daß man fein gemahlene  
 43 Glätte zb: 36 48 Stunden lang einem reduzierenden[?] Feuer unter Luftzutritt ssetzt;  
 44 es bildet sich als dann dieses Superoxydul oder viel mehr Oxydsusquioxyd; man  
 45 kann durch bloßes Brennen das reine Sesquioxyd nicht erzielen, aber es kann mehr PbO  
 46 beigemenget bleiben, u so entstehen die verschiedenen Farbnuoncen des Mennige.  
 47 Man rührt t eisernen Krücken um u theils dadurch theils durch Fe haltige Glätte  
 48 wird das Mennige oftmals Eisenhaltig; es muß eine scharlachrothe doch etwas ins  
 49 gelblich spielende Farbe besitzen; im Licht wird die Mennige braun

-222-

01 wahrscheinlich in Folge einer ähnlichen Veränderung welche sie durch  $\text{N}^2\text{O}^5$  erleidet;  
 02 v. d. L. reduziert sie sich unter Afbrausen, u hier unter schneller Verbrennung der Kohle.  
 03 Mit verdünnter  $\text{N}^2\text{O}^5$  übergossen färbt sie sich dunkelbraun, in der verdünnter  $\text{N}^2\text{O}^5$   
 04 befindet sich nur PbO fgelöst, u das un[au]fgelöste ist Superoxyd. 1 at Mennige  
 05 zerlegt sich in 2 PbO u in 1 Pb superoxyd. Dies letztere hält den überschüssigen O so vollständig  
 06 schwach gebunden, daß alle desoxydirenden<sup>1057</sup> Substanzen ihn fnehmen, u folglich 1 Aflösg  
 07 der Mennige bewirken; zb.  $\text{N}^2\text{O}^3$  bewirkt diese Desoxydation; oder auch ein Zusatz  
 08 von den organ. Substanzen welche die  $\text{N}^2\text{O}^5$  zerlegt, zb Weingeist, Zucker.  
 09 Man prüft die Mennige sehr leicht wenn man sie t mäßig starker  $\text{N}^2\text{O}^5$  übergießt u Zucker  
 10 zufügt, sie soll sich eigentlich klar [au]flösen, aber 1 bischen Sand zuweilen selbst  
 11 Eisenstückchen hinterbleiben, oder  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  stückchen. Die Lösung läßt sich sehr leicht untersuchen  
 12 f Cu, Fe. Von Salzsre wird sie zersetzt, liefert  $\text{PbCl}^2$  unter Entwicklung v Cl.  
 13 Conc. Ä löst die Mennige f aber diese Lösung ist nicht beständig.  
 14 Bleisuperoxyd =  $\text{PbO}^2$  Man kann Mennige t mäßig starker  $\text{N}^2\text{O}^5$  be-  
 15 handeln oder PbO, Ä t  $\text{Cl}^2$  gas oder  $\text{NaO}, \text{Cl}^2\text{O}$ . Das  $\text{PbO}^2$  ist ein dunkelbraunes Pulver

<sup>1056</sup> Auch „Minium“ genannt, es handelt sich um Bleiorthoplumbat ( $\text{Pb}_3\text{O}_4$ ), vgl. W. SCHNEIDER (1972), 26: „gelbrothes Farbpigment, Schutzanstrich für Eisen“

<sup>1057</sup> reduzierenden

16 welches aber das 1 at O t großer Leichtigt abgibt; schon bei schwachem Erhitzen geht es fort  
17 u man bekommt geschmolzenes Oxyd; t S zusammengerieben entzündet sich das S sogar.  
18 Manche organ. Körper damit digerirt oxydiren sich schwach u es entstehen die mancherlei  
19 Modificationen der Körper wie wir sie kennen; durch  $\text{MnO}^3$ , KO bewirkt oder  $\text{KO}, \text{Mn}^2\text{O}^7$ .  
20  $\text{H}^6\text{N}^2$  damit digerirt liefert nicht blos (Wasser), sondern auch  $\text{N}^2\text{O}^5$ , u  $\text{PbO}, \text{N}^2\text{O}^5$ . Pb superoxyd  
21 lößt sich also in  $\text{H}^6\text{N}^2$  f u v  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  wird es sehr leicht fgenommen.  
22 Bleiweiß; In der Natur findet sich Bleispath =  $\text{PbO}, \text{CO}^2$  oder PbO verbindet  
23 sich aber t der  $\text{CO}^2$  in mehreren Verhältnissen. D[as]  
24 Bleiweiß nach der alten Methode durch Essigdämpfe dargestellt ist  $2\text{PbO} + \text{CO}^2$   
25 Bleiweiß s metall. Pb t (Wasser) u Kohlensre bereitet ist  $\text{PbO} + \text{CO}^2 + \text{PbO} + \text{Aq}$   
26 Kohlensres Bleioxyd durch kohlensre Alkalien gefällt ist  $\text{PbO} + \text{CO}^2$ .  
27 Nach der ältesten Methode wurde Bleiglätte fgerollt u in konische Töpfe  
28 gestellt, f hineingedrückte Quersetzer[?], unten in den Topf gab man Essig,  
29 solche Töpfe wurden wochen 100 [bis zu 100 Wochen] zwischen Pferdemist eingepackt; durch die Wärme  
30 des Mistes wurde die Essigs[äu]re verdampft u das Pb oxydirt t Hülfe der Luft nahm [es]  
31 die  $\text{CO}^2$  s dem Miste auf u vielleicht wird auch dabei die  $\text{Ä}$  zersetzt; man  
32 findet [in] dem t hölzern Schlägen abgeklopften Bleiweiß fast gar keine  $\text{Ä}$   
33 mehr; den Rest des Pb schmilzt man um; die abgeklopften Stücke werden ge-  
34 mahlen t (Wasser), in dem Zimmer worin es geschieht bildet sich eine sehr giftige At-  
35 mosphäre; man setzt nun dem Bleiweiß 90 10 % Schwerspath zu; aber  
36 zuweilen wird auch  $\text{PbO}, \text{SO}^3$  zugefügt, seltener  $\text{CO}^2$  oder  $\text{SO}^3$  Kalk weil  
37 diese sehr leicht sind. Dieses sieht immer etwas grau s wegen dem  $\text{H}^2\text{S}$  s dem Miste  
38 man muß es weißen durch Zusatz v 1%  $\text{H}^6[\text{?}] \text{Cl}^2$ .  
39 Man bereitet es auch daß man metall. Blei t (Wasser) anfeuchtet u in 1 Atmosphäre v  $\text{CO}^2$   
40 bringt, zb bei großen Brennereien oder in Weinkellern, oder man braucht die s der Erde  
41 sströmende  $\text{CO}^2$ ; einige wenden auch etwas destillirten Essig an, womit die Haufen  
42 des gekörnten Pb besprengt werden.  
43 Früher lößte man das PbO in  $\text{Ä}$  auf, u praecipirte nun durch  $\text{CO}^2$  das PbO.  
44 Wenn  $\text{PbO}, \text{Ä}$  t kohlensren Alkalien zersetzt wird u der Ndrschlg gut sgewaschen, so erhält  
45 man reines schwach kohlensres PbO, aber es muß gut sgewaschen werden. Man kann  
46 es wenn man lwenig sehr reines PbO hinzusetzt vortrefflich brauchen zur Darstellung

-223-

01 des Empl. cerussa<sup>1058</sup>, denn der Unterschied liegt darin, daß es anstatt 2 PbO, 1PbO enthält.  
02 Das Bleiweiß muß ein schweres stark abfärbendes weißes Pulver sein, oder in  
03 Klumpen auch zusammengebacken. Das Cremnitzer<sup>1059</sup> unterscheidet sich in gar nichts,  
04 als daß es t H[ydrat](wasser) zu Tafeln formirt ist; aber nicht alles was unter diesem Namen  
05 vorkommt ist Bleiweiß. V. d. L. f d. C. reduzirt sich das Bleiweiß sehr leicht  
06 und vollständig.  $\text{PbO} + \text{SO}^3$  erschwert die Reduktion u t Soda erkennt man sehr  
07 leicht die  $\text{SO}^3$ ; Schwerspath oder Kalksalze machen sich durch den alkalischen Rückstand  
08 bemerklich. Mit verd.  $\text{N}^2\text{O}^5$  übergossen lößt sich das Bleiweiß ganz f. P;  $\text{CaO}, \text{SO}^3$   
09 u  $\text{CaO}, \text{CO}^2$  können sich t flösen, wenn man aber überschüssigen KO zusetzt u lwenig  
10  $\text{Ö}$ , so muß die Flüssigkt klar bleiben; jede Spur v  $\text{CaO}$  wird eine Trübung geben.  
11 Es ist noch leicht durch Fällen t  $\text{H}^2\text{S}$  das Pb zu entfernen u s der Flüssigkt,  $\text{CaO}$  als  $\text{SO}^3$   
12 niederzuschlagen. Bleipflaster u Salbe lösen sich in  $\text{N}^2\text{O}^5$  f, unter Abscheidung  
13 der fettigen Sren.  
14 Schwefelsaures Bleioxyd =  $\text{PbO} + \text{SO}^3$  Dieses ist das unlöslichste  
15 Bleisalz u auch unlöslich in verdünnter  $\text{SO}^3$ ; aber doch vollständig flöslich in ver-  
16 dünnter  $\text{N}^2\text{O}^5$ , so dann etwas löslich in den Ammoniaksalzen, so in essigsauem. [Au]s diesen  
17 wird es durch verdünnte  $\text{SO}^3$  wieder gefällt, wenn eine große Menge v  $\text{N}^2\text{O}^5$  vor-  
18 handen ist so wird allerdings die Fällung des Pb behindert. Spuren des Pb erkennt  
19 man nur dann wenn die Sren ganz neutralisirt werden, alkalisch gemacht u  $\text{H}^2\text{S}$  ange-

1058 "Emplastrum Cerussa" ist ein Bleiweißpflaster auf der Basis von basischem Bleicarbonat  $[2 \text{PbCO}_3 \cdot \text{Pb}(\text{OH})_2]$  her-  
gestellt, vgl. W. SCHNEIDER (1972), 25.  
1059 Stadt in Slovenien

20 wendet wird. Das  $\text{PbO} + \text{SO}^3$  schmilzt in starker Glühhitze aber zersetzt sich gar nicht.  
 21 Mit C geglüht verwandelt es sich in PbS, aber anfangs geht etwas  $\text{SO}^2$  weg; mit  
 22 H gas geglüht giebt es ebenfalls ein dehnbares Pb kern; weil zu Anfang wahrscheinlich  
 23  $\text{SO}^2$  fortgeht. Mit PbS geschmolzen giebt es ebenfalls  $\text{SO}^2$  s u Pb.  
 24 Salpetersaures Bleÿoxyd =  $\text{PbO} + \text{N}^2\text{O}^5$  dieses Salz entsteht sehr  
 25 leicht s metall. Pb u  $\text{N}^2\text{O}^5$  oder PbO, es xstallisirt in opackten Octaädern  
 26 welche in kaltem (Wasser) ziemlich schwer löslich sind. 100 Th. kaltes (Wasser) lösen 11/2 Th f;  
 27 kochendes (Wasser) aber reichlicher mit wenig Alkali versetzt, entsteht ein basisches  
 28 Salz, t 2, 3, 6 at PbO; wird das Salz t metall. Pb gekocht, so oxydirt es sich f;  
 29 lösen das  $\text{N}^2\text{O}^5$  u es entsteht salpetriges PbO, mit 2, 3 oder 4 at PbO. Diese  
 30 Salze sind gelb, letzteres gelbroth, bräunen auch Curcumapapier u sind nur in  
 31 heißem (Wasser) löslich; wird das  $\text{PbO}, \text{N}^2\text{O}^5$  für sich schwach geglüht, so entweicht  $\text{N}^2\text{O}^2$  u  
 32 es hinterbleibt  $\text{PbO} + \text{N}^2\text{O}^3$ , aber das  $\text{N}^2\text{O}^2$  bildet hierbei sehr leicht die reine  
 33  $\text{N}^2\text{O}^3$ ; durch starkes Erhitzen hinterbleibt natürlich reines PbO.  
 34 Bleichlorid =  $\text{PbCl}^2$  Dieses Salz schlägt sich s allen Pb lösungen nieder  
 35 durch Salzsre oder durch ein lösliches Chlorid; ist die Pb lösung sauer so entsteht der  
 36 Niederschlag allmähig so ist er nicht wie gewöhnlich käsig sondern bildet glänzende Nadeln.  
 37 Das  $\text{PbCl}^2$  löst sich zu 3 % in kaltem zu 5 % in heißem Wasser f, aber ist in verd.  
 38  $\text{Ä}$  oder  $\text{N}^2\text{O}^5$  sehr leicht löslich; in conc. Salz oder Salpetersre ist es aber nicht flöslich,  
 39 ebenso ist es unlöslich in Alkohol, wenn auch nicht absolut. Es schmilzt sehr leicht  
 40 u verbindet sich auch t Oxyd zu einer gelben xstallinischen Masse. Wenn man PbO  
 41 mit 1/10 Salmiak schmilzt, so bekommt man das schmutzig gelbe Kasselerbleÿ, welches  
 42 aber jetzt durch das Chrombleÿ verdrängt ist, es soll bestehen s  $6\text{PbO} + \text{PbCl}^2$ ; s der Af-  
 43 lösung des  $\text{PbCl}^2$  in  $\text{N}^2\text{O}^5$  wird das Pb durch überschüssige  $\text{SO}^3$  auch aber immer schwierig  
 44 niedergeschlagen.  
 45 Chromsaures Bleÿoxyd<sup>1060</sup>; es wird s seinen Salzen gefällt durch chromsre  
 46 Alkalien; das neutrale Salz ist ein gelbes Pulver u wird sehr leicht erhalten wenn  
 47 man 1 PbO salz t  $\text{KO} + \text{CrO}^3$  versetzt; wenn man 1 alkalische Lösung des chromsren KO  
 48 oder t auch KO versetzte Pb lösung<sup>1061</sup> anwendet, so bekommt man 1 gelb bis scharlachrothes  
 49  $\text{PbO}, \text{CrO}^3$  u so entstehen die verschiedenen Sorten des Chromgelbes; das käufliche

-224-

01 auch öfters 1 größere Menge v  $\text{PbO}, \text{SO}^3$  auch wohl andere Zusätze um eine verschieden  
 02 Farbenwärme hervorzubringen; es löst sich in starker  $\text{N}^2\text{O}^5$  auf u besonders wenn man  
 03 etwas Alkohol zusetzt wo [man] alsdann salpetersres Chromoxyd erhält.  
 04 Phosphorsaures Bleioxyd: Wenn man  $\text{PbCl}^2$  in heißem (Wasser) flößt u t  $\text{NaO}, \text{P}^2\text{O}^5$   
 05 versetzt, so erhält man 1 Ndrschlg welcher 2 basisches  $\text{PbO} + \text{P}^2\text{O}^5$  sein soll, aber wahrscheinlich  
 06 gar nicht verschieden ist, von dem 3 basischen  $3\text{PbO} + \text{P}^2\text{O}^5$ , welches sehr leicht niederschlägt  
 07 wenn man eine verdünnte Auflösung der Knochenerde t PbO lösung versetzt; das  $\text{PbO}, \text{P}^2\text{O}^5$   
 08 löst sich in  $\text{N}^2\text{O}^5$  f, aber nicht in  $\text{Ä}$ , es schmilzt sehr leicht u wird nachher xstallisirt u  
 09 wird durch Glühen t C gar nicht reduziert weil die  $\text{P}^2\text{O}^5$  unveränderlich ist, ebenso mag[?]  
 10 es das  $\text{PbO} + \text{SiO}^3$ . Wenn das überschüssige PbO vorhanden ist, so wird dieses reduziert.  
 11 W(B)ismuth<sup>1062</sup> = Bi; es findet sich vorzugsweise gediegen u eingesprengt in  $\text{SiO}^3$   
 12 Fasern, man erhitzt diese schwach u schmilzt das leicht fließende Metall s; alle dem  
 13 Bi beigemischten fremden Metalle müssen, da man das Bi nicht weiter reinigt, also bei-  
 14 gemengt bleiben; gewöhnlich enthält Bi S,  $\text{As}^2$ , Fe u Cu, auch wohl Ni; man kann es  
 15 nur rein darstellen durch Reduktion des # Oxyd t Kohle; es bildet sgezeichnet blättrige # reinen  
 16 Metallkönigs<sup>1063</sup> [au]s denen sich zweierlei unvollständige Würfel oder selt[ene]r Octaäder xsstallisirt  
 17 bilden; wenn man es längere Zeit schmilzt so soll es schön xstallisiren; es ist sehr leicht  
 18 spaltbar nach der Fläche eines Ocktaäders[,] ist spröde aber 1 bischen ausplattirbar, von schwachem  
 19 Klang u mittlerer Härte, kann gepulvert werden, von röthlich weißer Farbe u keinem

<sup>1060</sup> Bleichromat ( $\text{PbCrO}_4$ )

<sup>1061</sup> Schlecht lesbar, gemeint ist wahrscheinlich eine „Kaliumplumbat-Lösung“.

<sup>1062</sup> Es wurden W und B ineinander geschrieben; Säger hat sich entweder korrigiert oder oben gezeigte Darstellung ge-  
 wollt, um die Änderung des chemischen Symbols zu verdeutlichen.

<sup>1063</sup> Der Begriff „Regulus“ (lat. = kleiner König) bedeutet, dass es sich um ein reines Metall handelt.

20 starken Metallglanz; an der Luft läuft es gelblich bläulichgrau oder auch violett an.  
21 Spec. Gew. ist 9,83; das ganz reine 9,79 ; es schmilzt bei 265<sup>o</sup>, kocht in schwacher Weißglühhitze  
22 u läßt sich in einer Retorde in Blättchen sublimiren; v. d. L. f der C. giebt es starke  
23 gelblich weiße Dämpfe u 1nen grünlich gelben Beschlag welcher am Rande weiß zu sein [hat,]  
24 oft ist es BiO,SO<sup>3</sup>. Beim Schmelzen t Sode[?] verschwindet dieser weiße Beschlag, tritt aber ein [Beschlag]  
25 hervor, so rührt dieser v[om] Sb<sup>2</sup> her, es riecht gewöhnlich nach As<sup>2</sup>; v Salzsre u SO<sup>3</sup> wird es nur  
26 wenig angegriffen, weil es das Metall nicht zersetzt; v N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> wird es t Heftigkt leicht  
27 fgelöst. Das käufliche Bi hinterläßt dabei S. Cl<sup>2</sup>, Br, Jd u S verbinden sich sehr leicht damit;  
28 mit den Metallen vereinigt es sich leicht, namentlich t Sn u Pb; 2 Th. Bi, 1 Th Sn u  
29 1 Th. Pb geben ein Metallgemisch welches in siedendem (Wasser) flüssig wird; es mach[t] im  
30 allgem. die Metallgemische sehr spröde. Mit Zn zusammen geschmolzen entwickelt das  
31 Metall gar reines H, ist es unrein H<sup>6</sup>As<sup>2</sup>. Cu findet man darin durch Betupfen  
32 des geschmolzenen Körpers t Salzsre. Fe hinterbleibt nach dem gänzlichen Verflüchtigen des Bi.  
33 Wismuthoxyd = BiO. Einige Chemiker nehmen aber ein anderes Verhältnis  
34 an, Bi<sup>2</sup>O<sup>3</sup> oder BiO<sup>3</sup>. Natürlich muß dann das at[om] gewicht ein anderes werden.  
35 Wenn man BiO an der Luft erhitzt so bildet sich die Bi asche ein bläulich graues Pulver,  
36 das Suboxyd oder ein Gemisch v BiO t metall. Bi, wird aber das Bi bis zur Verbrennung  
37 erhitzt so giebt es ein Oxyd; Flos. bismuthii<sup>1064</sup>; durch Glühen v Magister. bismutin[?]  
38 das CO<sup>2</sup> erhält man leicht eine große Menge v BiO; ein blasgelbes Pulver wie PbO,  
39 welches in der Glühhitze schmilzt zu einem Glase, u sehr hoher Temperatur verflüchtigt werden  
40 kann; sehr leicht reduzirbar durch Kohle. Das Oxyd ist eine schwache Salzbasis, u liefert  
41 t den Sren sehr leicht basische Salze; die Salze sind im (Wasser) meist nur löslich t Ueber-  
42 schuß v Säure; namentlich v[on] Ä, Tr oder SO<sup>3</sup>. (Wasser) zerlegt die Salze t N<sup>2</sup>O<sup>5</sup>, SO<sup>3</sup>  
43 oder Salzsre in dem sehr saure Salze im (Wasser) fgelöst bleiben u basische Salze niederfallen,  
44 die durch anhaltendes Waschen t (Wasser) fast ganz zersetzt werden. Die ätzenden u kohlenren  
45 Alkalien schlagen BiO oder CO<sup>2</sup>res Oxyd nieder. H<sup>2</sup>S schlägt das Bi gerade so gut als das Pb  
46 nieder. Das BiS löst sich aber auch in conc. Salzsre oder N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> noch leichter auf; KJd giebt 1  
47 braunen Ndrschg v BiJd<sup>2</sup> welcher aber bei gehöriger Verdünnung gelbroth oder hellgelb wird.  
48 Diese Verbindung sind von der braunen nur verschieden durch 1 anderen Gehalt v Jd u basische  
49 Verbindungen; von KO,CrO<sup>4</sup> wird es gelb gefällt wie das PbO; durch Zn, Sn

-225-

01 Cu wird das Bi s seiner Aflösung gefällt.  
02 Basischsalpetersaures Wismuthoxyd<sup>1065</sup>; dieses Salz ist nach älteren u  
03 neuen Bestimmungen variable in seiner Mischung, je nachdem man es bereitet.  
04 Bei einer gew. Verhältnis ist es 4 BiO+N<sup>2</sup>O<sup>5</sup>+3aq. Man löst gewöhnlich  
05 Bi in mäßig starker N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> in der Weise auf, daß die Wirkung nicht zu heftig  
06 wird, setzt ein wenig (Wasser) zu um die Flüssigkt filtriren zu können u nun verdünnt  
07 man diese Lösung t reinem (Wasser) es bildet sich ein basisches u 1 sehr saures Salz. Wenn  
08 der Ndrschlag nun lange t (Wasser) sgesüßt wird, so verliert er immer noch mehr an N<sup>2</sup>O<sup>5</sup>  
09 u verliert sein xstallinisches Ansehen u wird ganz erdig; Duflos<sup>1066</sup> gab an, man  
10 solle das neutrale salpetersre BiO, mit 24 Th (Wasser) reiben eine Weile stehen lassen;  
11 das gebildete schuppige Salz wird nun f 1 Filter 1wenig t (Wasser) sgesüßt, getrocknet  
12 u fbewahrt. Winkler<sup>1067</sup> hat vorgeschrieben das Bi mit N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> zu versetzen u als dann zur  
13 Trockene zu verdampfen, den weißen Rückstand t (Wasser) szulaugen, man bekommt  
14 so ein weißes Magister.<sup>1068</sup> u dasselbe wird doch sehr leicht verunreinigt, es ist daher  
15 besser es durch Zersetzen des xstallinischen Salzes zu machen.

<sup>1064</sup> Gemeint sind „Flores bismuthii“ (lat.) die Wismuthblumen.

<sup>1065</sup> Wismuthoxynitrat [BiO(NO<sub>3</sub>)] wurde und wird noch als anorganisches Arzneimittel eingesetzt, und zwar im Haut- und Darmbereich, vgl. W. SCHNEIDER (1975), Bd 6, 60–62.

<sup>1066</sup> Adolf Duflos (1802–1889) wurde 1841 Ehrendoktor der Pharmazie und habilitierte 1842. Er war Autor von zahlreichen pharmazeutischen Chemiebüchern, vgl. W. SCHNEIDER (1972), 187.

<sup>1067</sup> Curt Alexander Winkler (1794–1862) war Hüttenchemiker und Anhänger der Arbeitsweise von Berzelius. Sein Sohn Clemens Winkler (1838–1904) wirkte ebenfalls als Chemiker, vgl. G. BUGGE (1929), Bd 2, 336–337.

<sup>1068</sup> „Magisterium“ (lat.) bedeutet „Meisterwerk“ und beschreibt einen gepulverten Niederschlag, der die vorzüglichsten Bestandteile einer Masse enthält, vgl. R. STOLZ, Glossar.

16 Es ist ganz weiß xstallinisch feines[?] Pulver ist es lange sgewaschen, aber  
 17 wenn es t gemeinem (salzhaltigen) (Wasser) dargestellt ist, so erscheint das Pulver erdig; im  
 18 Pt löffelt verwandelt es sich leicht in Oxyd; es lößt sich in mäßig starker  $\text{N}^2\text{O}^5$  in der Kälte,  
 19 aber leichter bei Erwärmung f, u zwar ohne Abbrausen, weil man sonst wohl  
 20  $\text{NaO}, \text{CO}^2$  zusetze um nichts von dem in Aflösung gebildeten  $\text{BiO}$  zu verlieren.  
 21 Die Lösung darf t  $\text{SO}^3$  versetzt nicht die mindeste Trübung v  $\text{Pb}$  geben; mit  
 22  $\text{H}^6\text{N}^2$  versetzt darf sie nicht blau werden u auch nicht t  $\text{H}^2\text{S}$  eine Fällung; t Ag lösung  
 23 darf sie keine Trübung v  $\text{BiCl}^2$  zeigen; wenigstens keinen Ndrschlg. Nā[e]mlich das  
 24  $\text{BiCl}^2$  wirkt sehr heftig f den thierischen Organismus ein. Das  $\text{BiCl}^2$  wird durch (Wasser) ebenso  
 25 zersetzt wie das salpetersre, aber ist bei weitem schwerer löslich als das salpetersaure  
 26 Salz. V. d. L. prüft man es sehr leicht f  $\text{As}^2$ ; so wie auch f erdige Beimengungen.  
 27 Wismuthchlorid =  $\text{BiCl}^2$  schlägt sich s salpetersren nieder als ein käsiger  
 28 Niederschlag; es lößt sich in (Wasser) nicht f, zersetzt sich u giebt ein erdig [au]sschendes, basisches  
 29 Salz; in  $\text{N}^2\text{O}^5$  löslich u auch in  $\text{Ä}$  aber schwerer.  
 30 Schwefelsaures Wismuth lößt sich noch am leichtesten in (Wasser) f, mit Hilfe v  
 31  $\text{N}^2\text{O}^5$  u giebt t überschüssigem  $\text{SO}^3$  ein leicht lösliches sres Salz.  
 32 Wismuthsuperoxyd  $\text{Bi}^2\text{O}^3$ , es entsteht nach Art des  $\text{Pb}$  susquioxýdes,  
 33 wenn man Magister.bismuthi t Chlorkalk oder  $\text{NaO}, \text{Cl}^2\text{O}$  digerirt u dann das  
 34 Wismuth[?]oxyd t verdünnter  $\text{N}^2\text{O}^5$  szieht; es ist dunkelbraun wie Bleisuper-  
 35 oxyd, aber es ist noch leichter zersetzbar als dieses durch alle reduzierenden Substanzen.  
 36  
 37 Kupfer =  $\text{Cu}$  = 1at = 1 aeq = 39,5694 es kommt gediegen vor, jetzt  
 38 aber im Ganzen selten; so dann als Rothkupfererz  $\text{Cu}^2\text{O}$ , selten als Kupferschwärze,  $\text{CuO}$ ;  
 39 häufig als Malachit<sup>1069</sup> v  $\text{CuO}, \text{CO}^2$ , Kupferlasur<sup>1070</sup>; am häufigsten als Kupferkies<sup>1071</sup> oder  
 40 Kupferglanz s allen diesen wird nun  $\text{Cu}$  gewonnen; man röstet die Erze um  
 41  $\text{As}^2$ ,  $\text{Sb}^2$  u  $\text{Pb}$  wegzuschaffen, es wird dann das geröstete geschmolzen u man bekommt  
 42 t Zusatz von eben S, Eisenkies eine schwarze schlackige Masse; ein Rohkupfer, dieses  
 43 wird nun abermals geröstet u umgeschmolzen, man erlangt nun Absonderung.  
 44 (oder) Verflüchtigung der fremden Metalle; man erhält zuletzt das sogenannte  
 45 Schwarzkupfer  $\text{Cu}$  t  $\text{Fe}$ ,  $\text{Pb}$ , die eben das  $\text{Cu}$  minimal begleiteten. Dieses wird  
 46 nun f flachen Herden unter Einfluß des Bälge geglüht, wodurch dann diese Metalle

-226-

01 wie  $\text{Fe}$  oder  $\text{Pb}$  sich mehr oxydir[en], aber das  $\text{Cu}$  wird leichter fgeschmolzen wenn man  
 02 1 bischen Kohle zusetzt; so erhält man dann das Garkupfer. Dieses schließt manchmal  
 03 Silicate ein unter dem Namen v Kupferglimmer<sup>1072</sup>. Um es zu reinigen wird  
 04 gewöhnlich das  $\text{Cu}$  resattirt<sup>1073</sup> dh. man schmilzt das  $\text{Cu}$  f einer großen Kapella u spritzt  
 05 behutsam f die Oberfläche (Wasser), dadurch nun erstarrt eine dünne Lage des  $\text{Cu}$ , die man[?]  
 06 t einer eisern Zange herunter nimmt es sind das dünne Kupferblech, we[ä]hrend  $\text{Fe}$ , u anderen  
 07 Metalle leicht zurückbleiben; nach dieser ist es sehr leicht zu erklären, warum  
 08 die reinen  $\text{Cu}$  minerale ein bessres  $\text{Cu}$  liefern. Das schwedische wird allen übrigen  
 09 vorgezogen, das beste ist das japanische, welches in daumendicken Strängen vor-  
 10 kommt; das Japanische[?] zeichnet sich durch seine Geschmeidigkt s, das Thüringische ist nicht  
 11 das beste. Wo sich viel natürliche Kupfervitriol[e] bilden, wirft man metall.  $\text{Fe}$   
 12 hinein; so entsteht das Cementkupfer; die Gewinnung dieses Cementkupfer  
 13 ist im Ganzen sehr unbedeutend, aber sehr rein. Man kann natürlich das  $\text{Cu}$  sehr  
 14 rein erhalten, wenn man reines  $\text{CuO}$  t Kohle reduziert, oder wenn man s  $\text{CuO}, \text{SO}^3$   
 15 t ganz reinem Eisen das  $\text{Cu}$  fällt. Aber auch durch bloßes Schmelzen des gewöhnlichen Kupfer  
 16 t Salpeter wird dasselbe gereinigt.

<sup>1069</sup> Es handelt sich um ein Mineral, dessen Name aus dem Griechischen entnommen wurde und Malve bedeutet, wurde schon von Plinius beschrieben, vgl. H. LÜSCHEN (1968), 270.

<sup>1070</sup> Auch „Lasurstein“ oder „Kupferblau“ genannt, vgl. H. LÜSCHEN (1968), 262.

<sup>1071</sup> Schwefelkupfer ( $\text{CuS}$ ) mit Schwefeleisen ( $\text{FeS}$ ), dabei enthält Kupferglanz mehr  $\text{CuS}$ , vgl. H. LÜSCHEN (1968), 262.

<sup>1072</sup> Kupferarsenat ( $\text{Cu}_2\text{As}_2\text{O}_5$ )

<sup>1073</sup> Unklarer Begriff, auch unklar geschrieben, vielleicht „vesattirt“ oder „versottirt“ oder auch „Rosetten-Kupfer“, vgl. L. GMELIN (1844), Bd 3, 373

17 Dies Cu hat eine bräunlich rothe Farbe lebhaften Glanz nur das Ti ist noch  
 18 ein rothes[?] Metall<sup>1074</sup>; hat harkigen Bruch xstallisirt sehr leicht in Würfeln u Octaädern  
 19 besonders wenn es langsam s Kupfervitriol u Fe niederschlägt. Das Aranteria[?]  
 20 welches in Venedig gemacht wird enthält im Inneren Würfel v Cu, die man nach  
 21 Formung hervor bringt; indem man das CuO t Eisenhammerschlag u Kiesel hervorbringt durch  
 22 Schmelzen. Das Cu ist sehr hart u elastisch, hat starken Klang u ist sehr zähe  
 23 giebt sehr feine Bleche u sehr feinen Draht; das geschmolzene hat 1 spec. Gew.  
 24 v 8,788; Draht 8,878 schmilzt schwerer als Silber kommt aber erst beim Weißglühen  
 25 ins Kochen. An trockner Luft verändert es sich nicht, aber an feuchter [bildet sich] Cu+CO<sub>2</sub>;  
 26 ebenso oxydirt es sich an der Luft t Hilfe v Säuren; Mineralsren so gut wie  
 27 Pflanzensren; es kann sich nur in denjenigen Sren [au]flösen, welche O abgeben, also  
 28 in conc. SO<sub>3</sub> u am leichtesten in N<sup>2</sup>O<sup>5</sup>. Das (Wasser) wird nicht davon zersetzt, selbst  
 29 nicht in hoher Temperatur, aber t Cl<sup>2</sup>, S mit den Halogenen überhaupt verbindet  
 30 es sich, u giebt meistens 2erlei Verbindungen, welche dem Oxydul u Oxyd entsprechen.  
 31 Es vereinigt sich t den meisten Metallen zu Legierungen, die [je] nach Verhältnis ver-  
 32 schiedene Eigenschaften haben, CuZn, ist theils gelb, Messing, theils gelbroth Tomback;  
 33 Samilor, Prinzmetall<sup>1075</sup>; je reiner Cu u Zn ist desto unoxyd/ier/licher[?] sind diese  
 34 Legierungen; namentlich ist im großen 1 Unterschied beim Messing; ein gutes Messing  
 35 ist ziemlich elastisch u läßt sich gut feilen u poliren, was gar nicht der Fall ist wenn  
 36 es unrein ist. CuSn, 10 Th. Cu u 1 Th. Sn geben eine gelbe sehr Politur fähige  
 37 u geschmeidige Legierung, das Canonenmetall<sup>1076</sup>. 5 Th Cu u 1 Th Sn geben 1  
 38 gelbgrün spröde sehr schön klingende Masse, Glockenmetall. 2 Th Cu 1 Th. Sn  
 39 geben 1 stahlgraues Gemisch welches sehr hart ist; 1 schöne Politur annimmt; die Sn  
 40 Weiße verbraucht man zu den Telescopspiegeln. Cu, Ni Zn, liefert nur  
 41 das Neusilber; das Cu bildet 2 Oxyde Cu<sup>2</sup>O, CuO; ob ein Kupfersuperoxyd  
 42 existirt ist ungewiß.  
 43 Kupferoxyd = CuO. Wenn man metall. Cu lange Zeit an der Luft erhitzt  
 44 so oxydirt es sich vollkommen zu CuO u wird ganz schwarz. Früher war dieses als Aes  
 45 ustum<sup>1077</sup> bekannt; es kommt aber zuweilen ein wirklicher Kupfererohstein vor; wird  
 46 Cu in Stücken gehämmert u geglüht an der Luft, so bekommt man Cu hammerschlag  
 47 CuO, t anhängendem Cu<sup>2</sup>O; am besten erhält man es durch schwaches Erhitzen des durch

-227-

01 kohlenstre oder ätzende Alkalien gefällten CuO hydrates. Man kann auch Cu feile t N<sup>2</sup>O<sup>5</sup>  
 02 benetzen u in einem Tiegel glühen. Die Flor. Cupri<sup>1078</sup> werden sonst gewonnen indem man  
 03 Cu unter Zutritt der Luft glühte; es verflüchtigte sich dann bei Weißglühhitze CuO.  
 04 Es ist ein bräunlich schwarzes Pulver welches durch sehr starkes Feuer sich verdichtet u  
 05 dann schwärzer wird. Bei sehr starkem Feuer kann es selbst geschmolzen werden ohne daß  
 06 es O verliert. Mit C oder H t organ. Körpern geglüht giebt es immer 1 at O  
 07 her u reduziert sich vollständig; es löst sich in den meisten selbst schwachen Sren auf,  
 08 u liefert gewöhnlich leicht lösliche Salze; aber es bildet auch manche basischen Salze  
 09 u diese sind auch unlöslich; die Auflösungen sind blau oder grün gefärbt, im (wasser)freien  
 10 Zustande sind sie aber gewöhnlich weiß; ätzende KO, u kaustische Erden<sup>1079</sup> schlagen  
 11 das CuO nieder als blaues CuO hydrat, wenn die Menge des Alkali nicht verbraucht[?] wird], so schlagen  
 12 sich grüne nieder; beim Kochen verliert das Hydrat sein ganzes (Wasser) u enthält nur hy---pisches[?]  
 13 (Wasser). H<sup>6</sup>N<sup>2</sup> verhält sich ebenso in Hervorbringung basischer Salze; ein Ueberschuß löst

<sup>1074</sup> Hier wurde interpretiert, nach heutigem Wissen ist Ti silberweiß, allerdings schimmern leicht oxidierte Oberflächen rötlich.

<sup>1075</sup> Es handelt sich um damals gängige Namen der Kupfer/Zinn-Legierungen, diese finden sich auch bei L. GMELIN (1844), Bd 3, 447–450 und J. v. LIEBIG (1843), Bd 1, 549.

<sup>1076</sup> Damals gängige Kupfer/Zinn-Legierungen, die auch von L. GMELIN (1844), Bd 3, 451–453 und J. v. LIEBIG (1843), Bd 1, 549 beschrieben wurden.

<sup>1077</sup> „Aes“ (lat.) bedeutet „Erz“, hier ist gebranntes Erz gemeint. Der Begriff wurde meist auf Kupfer bezogen, vgl. H. LÜSCHEN (1968), 169.

<sup>1078</sup> „Kupferblumen“ (lat.)

<sup>1079</sup> Aus dem Griechischen abgeleitet bedeutet es „ätzende Erden“, gemeint sind die Hydroxide der Erdalkalimetalle.

14 aber das CuO sehr leicht wieder f, u t einer dunkelblauen Farbe.  $\text{Na}^2\text{O} + \text{CO}^2$  giebt  
 15  $\text{CuO}, \text{CO}^2$  von bläulich grüner Farbe;  $\text{H}^6\text{N}^2, \text{O} + \text{CO}^2$  löst im Ueberschuß das  $\text{CuO}, \text{CO}^2$  auch  
 16 wieder auf, aber nicht so leicht als das  $\text{H}^6\text{N}^2$ .  $\text{H}^2\text{S}$  u S ammonium schlagen die kleinsten  
 17 Mengen von Cu nieder s Sren u alkalischen Lösungen; K eisencyanür giebt sehr[?] bei  
 18 der stärksten Verdünnung einen rothen Niederschlag, aber die Flüssigkt darf nicht  
 19 alkalisch sein; s concentr. Flüssigk[ei]t ist der Ndrschlg dicht u voluminös; organ.  
 20 Substanzen verhindern den Ndrschlg z.b. Tr. Von Zn u Fe wird [au]s sren Lösung die  
 21 kleinste Menge des Cu reduziert. Alle leicht desoxydierenden Körper wie  $\text{S}^2\text{O}^2$  von  
 22 Alkalien Sn chlorür, organ. Körper wie Zucker verwandeln das CuO in  
 23  $\text{Cu}^2\text{O}$  oder reduzieren es ganz.  $\text{KJd}^2$  liefert t den CuO salzen 1 weißen Niederschlg von  
 24 Cu Jodür, indem sich das  $\text{Jd}^2$  nur indem Verhältnis v 2 aeq. Cu t 1 aeq. Jd ver-  
 25 bindet. Die CuO salze vertragen keine starke Hitze sondern sie geben leicht ihre Sren  
 26 s da das CuO keine sehr starke Salzbasis ist.  
 27 Kupferoxydul =  $\text{Cu}^2\text{O}$ , es bildet sich wenn man CuO t metall. Cu  
 28 zusammen glüht oder wenn man Cu lösung t Zucker oder Honig kocht; sehr gut eignet  
 29 sich  $\text{CuO} + \text{Ä}$  u Milchsucker; denn der Honig bringt leicht eine völlige Reduktion  
 30 hervor beim Kochen, das Hammeroxyd[?],  $\text{CuO}, \text{SO}^3$  u Kali; dieses Oxyd erleidet sehr  
 31 leicht eine gänzliche Zersetzung durch Erhitzen t organ. Substanzen; aber auch durch die  
 32 meisten Sren; es scheidet sich 1 at Cu ab u  $\text{CuO}$  löst sich f, unngefähr wie  $\text{Hg}^2\text{O}$ .  
 33 Man kann am besten die  $\text{Cu}^2\text{O}$  salze sich verschaffen, wenn man CuO salze t  $\text{S}^2\text{O}^2$  sren  
 34 KO vermischt, oder auch mit  $\text{SO}^2$  anhaltend behandelt, oder man wendet Cu chlorür  
 35 an. Das  $\text{Cu}^2\text{O}$  giebt ungefärbte oder schwach gelb gefärbte Lösungen, KO schlägt citronen-  
 36 gelbes  $\text{Cu}^2\text{O} + \text{aq}$  nieder, ebenso  $\text{KO} + \text{CO}^2$ .  $\text{H}^6\text{N}^2$  im Ueberschuß giebt eine farblose Flüssigkt,  
 37 die aber ansonst schnell sich an der Luft blau färbt; Blutlaugensalz giebt 1 weißen Ndrsch[lag]  
 38 v Eisencyanür t Cu cyanum; aber an der Luft wird der weiße Ndrschlg sehr schnell  
 39 roth wie das Eisencyanid blau wird, aber unter Umständen w[enn]  $\text{S}^2\text{O}^2$  in der Flüssigkt  
 41 ist bleibt er auch weiß.  $\text{H}^2\text{S}$ , Zn u Fe wirken hier wie f das CuO. Die Glasflüsse, Bor[a]x  
 40 werden vom CuO blaugrau gefärbt, v  $\text{Cu}^2\text{O}$  braunroth; aber das Glas ist meist undurchsichtig  
 42 vom Oxydul.  
 43 Schwefelsaures Kupferoxyd =  $\text{CuO} + \text{SO}^3 + 1 \text{taq} + 4 \text{aq}$ . Wenn man Cu blech  
 44 mit engl.  $\text{SO}^3$  erhitzt, so bekommt man unter Entwicklung v  $\text{SO}^2$ ,  $\text{CuO} + \text{SO}^3$ ; wenn man  
 45 recht stark u lange erhitzt so bildet sich  $\text{CuS}$ [?], im Großen gewinnt man ihn dadurch  
 46 daß man Cu blech t S bestreut u das CuS an der Luft röstet u t (Wasser) slaugt; oder man be-  
 47 sprengt Cu t  $\text{SO}^3$  sren (Wasser) u läßt sie an der Luft liegen u zieht t  $\text{SO}^3$  s, oder es wird das  
 48 in  $\text{SO}^3$  fgelöste Ag durch Cu niedergeschlagen. Dieses  $\text{CuO} + \text{SO}^3$  wird aber  
 49 häufig etwas sauer; für chem. pharmaceutische Zwecke muß ein neutrales u Fe freies

**Formel 149**

-228-

01 angewendet werden. Der gewöhnliche setzt beim Stehen s seiner (wässrigen) Lösung basisches  
 02  $\text{Fe}^2\text{O}^3 + \text{SO}^3$  ab; besonders wenn man die Flüssigkt eine Weile gekocht hat, noch vollständiger  
 03 kann man das Fe daraus entfernen, wenn man die Lösung mit etwas frisch gefällten  
 04  $\text{CuO}, \text{CO}^2$  erhitzt u gelinde digerirt, es schlägt sich dann allmähig das in  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  übergehende  
 05 FeO nieder. Das ganz neutrale Cu vitriol läßt sich leicht bereiten u xstallisiren; er  
 06 xstallisirt in schiefen rhombischen Prismen, von lasurblauer Farbe; das Salz ver-  
 07 wittert an der Luft u beschlägt grünlich blau besonders wenn es neutral ist u keinen  
 08 S[äu]re Ueberschuß enthält; es verliert bei  $100^\circ\text{C}$  4 aq u erst bei  $200^\circ\text{C}$  geht das salinische  
 09 (Wasser) fort; das Salz wird weiß nimmt aber das (Wasser) wieder auf u wird wieder blau. In der  
 10 Glühhitze verliert es die  $\text{SO}^3$  u es bleibt CuO [zurück]. Da die Säure kein (Wasser) findet, so zerlegt  
 11 sie sich in  $\text{SO}^2$  u O. Das Salz löst sich in 2 Th heißem u 4 Th. kaltem (Wasser) auf; es hinterbleibt  
 12 nichts ungelöstes wenn dasselbe nicht durch Kochen mit überschüssigem CuO basisch ge-  
 13 worden war, oder wenn nicht Fe in dem Vitriol war. Das[Die] schön blaue Lösung  
 14 röthet das Curkumapapier wie alle Cu salze. Mit überschüssigem  $\text{H}^6\text{N}^2$  entsteht eine  
 15 lasurblaue Flüssigkt, welche durch Papier filtrirt gewöhnlich 1 Spur  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  zurück  
 16 läßt. Mit  $\text{H}^2\text{S}$  versetzt bleibt auch das Fe zurück. Wird blankes Fe hineingesteckt  
 17 so wird das Cu daran schnell reduziert wenn überschüssige Säuren vorhanden u man kann hieraus  
 18 die völlige Neutralität des Vitriols erkennen. Es läßt sich auch der Säureüberschuß durch  
 19 KO binden, welches folglich einen bleibenden Ndrschlg geben muß. Von Alkohol



20 wird das Cu vitriol niedergeschlagen, wie die meisten  $\text{SO}^3$  ren Salze; es bildet t  
21 Fe vitriol Doppelsalze.  
22 Schwefelsaures Kupferoxyd ammoniak<sup>1080</sup> =  $\text{CuO} + \text{H}^8\text{N}^2\text{O} + \text{SO}^3 + 3\text{H}^6\text{N}^2$   
23 Dieses Doppelsalz entsteht sehr leicht wenn man Cu vitriollösung mit  $\text{H}^6\text{N}^2$  im  
24 Uebermaß versetzt u das Doppelsalz t - niederfällt. Wenn das Cu vitriol Fe  
25 haltig ist, so muß die ammoniakalische Lösung filtrirt werden. Je concentrirter  
26 desto besser; daher auch die Vorschrift, den Vitriol nur zu pulvern u geradezu in  
27  $\text{H}^6\text{N}^2$  zu lösen; was aber keineswegs nothwendig ist. Mischt man die lasurblaue  
28 Lösung mit - u rührt um, so fällt das Salz in feinen Xstallen nieder; welche man t  
29 - auswäscht u zwischen Fließpapier trocknet. Läßt man aber den - mit der Flüssigkt  
30 längere Zeit ruhig stehen; so scheidet sich das dunkelblaue Doppelsalz schön xstallisirt [au]s.  
31 Das Salz muß nun gut getrocknet u im Verschlussenen fbewahrt werden; denn es  
32 verliert leicht  $\text{H}^6\text{N}^2$  u wird grün u zersetzt sich. Es muß eine dunkelblaue Farbe  
33 haben, sich lösen in etwa 4 Th. aq. Bei sehr starker Verdünnung t (Wasser) scheidet sich das basische  
34 schwefelsre CuO ab. Man benutzt dieses Salz um O dichte[reiche] Säuren damit zu fällen. Man  
35 thut aber besser die ammoniakalische Flüssigkt selbst anzuwenden. Das xstallisirte Salz  
36 hat nur als Medicament Interesse.  
37 Salpetersaures Kupferoxyd =  $\text{CuO} + \text{N}^2\text{O}^5$ . Wenn man Cu in  $\text{N}^2\text{O}^5$  f=  
38 lößt, so entsteht es leicht, nimmt man überschüssiges Cu so kann man selbst gemeine  
39 Salpetersre nehmen; man bekommt alsdann eine Flüssigkt s welcher schön weißer  
40 Bodensatz [sich] bildet wahrschein[lich] Cu chlorür. Wird die blaue Flüssigkt abgedampft  
41 so xstallisirt reines  $\text{CuO} + \text{N}^2\text{O}^5$ . Es bildet ein s Prismen zusammengesetztes  
42 xstallinische Masse, die man in einem Trichter trocknen läßt. Das Salz kann man auch  
43 durch Austrocknen (wasser)leer erhalten; wobei es aber leicht basisch, u zum Theil unlöslich wird;  
44 das Salz xstallisirt in langen 4seitigen Prismen von blauer Farbe u enthält (Wasser). Es  
45 zerfließt an der Luft sehr leicht u ist in (Wasser) u Alkohol löslich; es schmeckt widerlich u  
46 aetzt die Haut stark, daher hat man es zu verschiedenen Präparat wie Lapis divinus<sup>1081</sup>  
47 benutzt; den man auch sonst t  $\text{CuO} + \text{SO}^3$  bereitet. Durch Erhitzen verliert es sein  
48 aq, wird leicht basisch; durch Glühen wird es gänzlich zersetzt u man erhält reines  
49 CuO. Das Cu wird durch Fe, u Sn daraus reduziert, aber auch durch P indem  $\text{P}^2\text{O}^5$  entsteht.

-229-

01 Chlorkupfer =  $\text{Cu}^2\text{Cl}^2$ , Kupferchlorür. Wenn man metall. Cu t  
02  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  kocht, so lößt sich das Cu langsam unter H entwicklung f. Leichter erhält man  
03 es, wenn man  $\text{CuCl}^2$  mit metall. Cu kocht oder auch nur  $\text{CuO} + \text{SO}^3$  mit  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  ver-  
04 setzt u dann t Cu blech kocht. Wird die heiße conc. Lösung in (Wasser) gegossen, so schlägt  
05 sich ein weißes Pulver v  $\text{Cu}^2\text{Cl}^2$  nieder, während in der Flüssigkt  $\text{CuCl}^2$  bleibt. Wenn  
06 man das weiße Pulver f einem Filter einsammelt, t (Wasser) swäscht, so läßt sich das weiße  
07 Pulver doch nicht ganz weiß erhalten. Wird  $\text{CuCl}^2$  mit metall. Cu u concentr.  $\text{H}^2\text{Cl}^2$   
08 gekocht, so scheidet sich schon beim Erkalten das Chlorür in weißen Krystallen  
09 ab, die etwas luftbeständiger sind. Wird die Lösung des Chlorür in  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  t  
10  $\text{NaCl}^2$  gemischt, so bleibt die Flüssigkt klar u farblos, wenn man in der Flüssigkt  
11 gar kein Chlorid hatte.  
12 Das  $\text{Cu}^2\text{Cl}^2$  ist (wasser)leer weiß, wird aber von aq nicht fgenommen, lößt sich aber  
13 in concenc.  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  auf; in der Hitze viel mehr als in der Kälte. Es lößt sich farblos  
14 in  $\text{H}^6\text{N}^2$ , aber es ist kaum möglich die Flüssigkt an der Luft ganz ungefärbt  
15 zu erhalten. Sie wird fast augenblicklich blau; es entsteht durch 1 O das[?] CuO u  
16  $\text{Cl}^2 + \text{Cu} = \text{CuCl}^2 + \text{CuO}$   
17 Kupferchlorid bildet sich leicht beim Lösen des Chlorürs in Salzsäure, oder des  
18 CuO in  $\text{H}^2\text{Cl}^2$ . Wenn Cu lösungen mit  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  gemischt werden, so färbt sich die  
19 Flüssigkt grün. Das  $\text{CuCl}^2$  entsteht auch leicht durch Cu in Cl gas. In (wasser)freien Zustande  
20 ist dasselbe gelb, wird es aber stärker erhitzt, so wird es braun u ist nun  $\text{Cu}^2\text{Cl}^2$  welches

<sup>1080</sup> „Cuprum sulphurico-ammoniatum“ ist Tetra-Ammonium-Kupfersulfat  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4]$ , vgl. W. SCHNEIDER (1968), Bd 3, 144.

<sup>1081</sup> „Göttlicher Stein“ wurde auch als „Cuprum aluminatum“ (Kupferalaun) oder „Lapis divinus“ bezeichnet, vgl. F. P. DULK (1833), Bd 2, 331

21 man sonst echin a cupri [?] nannte; in aq ist das  $\text{CuCl}^2$  leicht löslich u xstallisirt  
 22 daraus in (wasser)haltigen smaragdgrünen Nadeln. Es ist leicht in Alkohol löslich u diese  
 23 Lösung brennt mit grüner Flamme, aber nicht so schön grün wie mit  $\text{BO}^2$ . Man  
 24 gebraucht es zu Kunstfeuern. Wird die Lösung t Alkali versetzt, so erhält  
 25 man einen grünen Ndrschlag v Oxychlorid des Cu, welches man als Farbe benutzt.  
 26 Das Chlorid wurde sonst zu mehreren Präparaten benutzt zb aq antiminai metica.[?]  
 27 Das  $\text{CuO}$  kommt gewöhnlich in der Malvefarbe vor wenn es daraus  $\text{CO}^2$  des  $\text{CaO}$  oder  
 28  $\text{SO}^3$  Kalk versetzt unter verschiedenen Namen, als  $\text{CuO}+\text{CO}^2$ . Zu diesen giftigen  
 29 Farben gehört unter allen das basischarsenigsre u essigsre; es kommt vor [als], Wiener  
 30 Schweinfurt; Berggrün<sup>1082</sup> in dem Handel. Man bereitet das Schweinfurter Grün, wenn  
 31 man  $\text{As}^2\text{O}^3$  in (Wasser) lößt durch Kochen u nun Grünspar t (Wasser) angerührt u durch ein  
 32 Sieb gegeben, hinzufügt; durch Kochen bildet sich nun bald ein schöner grüner  
 33 Ndrschlag, welcher noch schöner wird wenn man die Lauge [au]fs neue verwendet  
 34 zur Auflösung des  $\text{As}^2\text{O}^3$ . Man muß aber den Grünspar nicht t heißem  
 35 (Wasser) behandeln, weil er sonst schwarz wird.  
 36  
 37 Silber = Ag = 1at = 1aeq = 135,1609. Es findet sich das Ag in der  
 38 Natur gediegen u gewöhnlich in andren Gesteinsarten, namentlich in  $\text{CaO}+\text{CO}^2$  in Draht  
 39 oder Blechform eingewachsen. Aber es findet sich am häufigsten mit S verbindungen in eignen  
 40 Mineralien als Sulfide zusammen; namentlich mit Pb, Cu u Sb . Man scheidet es aus diesen  
 41 Mineralien f 2erlei Weise aus. Entweder lößt man das Ag in Pb f u namentlich  
 42 wenn dasselbe mit Pb glanz verbunden ist, das Pb wird als dann f den Kapellen abgetrieben,  
 43 so zb am Harz. Oder man behandelt die Erze mit  $\text{NaCl}^2$  nach dem Rösten u erzeugt so  
 44  $\text{AgCl}^2$ , (beschiktes[?] Gut wird es genannt). Hierauf wird das Beschikte Gut mit Fe  
 45 u (Wasser) in Fässern geschüttelt die sich immer um ihre Achse drehen. Von dem Fe wird das  
 46 Cl aufgenommen u das Ag reduziert. In diesen Fässern hat man zugleich Hg gegeben,

-230-

01 worin sich das Ag [au]flößt. Man bekommt also ein flüssiges Amalgam welches man in  
 02 einem ledern Beutel bringt so daß eine Hg säule entsteht s dem 2. <sup>1083</sup> eben . Durch den Druck  
 03 fließt durch den Beutel das Hg ab u es bleibt das Ag amalgam zurück; es ist xstallisirt u wird  
 04 durch Hitze zerlegt indem man es f irdenen Tellern sbreitet, welche übereinander  
 05 stehen. Ueber diesem Apparat steht eine irdene Glocke die mit aq abgesperrt ist.  
 06 Man erhitzt nun f passende Weise die Glocke, daß das Hg sich verflüchtigt u in die Glocke  
 07 fließt. A[u]f den Tellern bleibt nun das Ag zurück in Form eines porösen lockeren Metalles.  
 08 Es wird nachher umgeschmolzen enthält aber zuweilen etwas Au. Die Amalgation-  
 09 werke liefern selbst in Deutschland viel Ag, so wie früher auch Südamerika.  
 10 Wir bereiten uns das reine Ag am besten wenn man trocknes  $\text{AgCl}^2$  mit der  
 11 Doppelten Menge  $\text{KO}, \text{CO}^2$  mengt u das Gemenge nun bei langsam angehendem Feuer  
 12 schmilzt bis das  $\text{KO}, \text{CO}^2$  vollkommen flüssig ist, so daß man es sgießen kann. Der Regulus  
 13 bleibt f dem Boden des Tiegels sitzen u kann sgewaschen werden. Wenn man nicht sehr  
 14 stark erhitzt, so bleibt das Ag in Form einer braun förmigen Masse. Der Verlust an Ag ist  
 15 unbedeutend. Man hat vorgeschlagen das  $\text{AgCl}^2$  mit KO zu kochen, oder das  $\text{AgCl}^2$  mit Zn zu  
 16 versetzen in Aq. Man kann auch das Ag in  $\text{SO}^3$  [au]flösen u nun s der Flüssigkt durch Cu das Ag  
 17 niederschlagen; oder man kann das  $\text{AgO}+\text{N}^2\text{O}^5$  mit metall. Cu versetzen u so lange das Cu  
 18 darin lassen bis das Ag fast sgefällt ist. Man erhält es dann als ein graues metall. Pulver.  
 19 Aus dem  $\text{AgO}+\text{SO}^3$  hat man auch hüttenmännisch das Ag gefällt. Dieser Scheidungsprozeß  
 20 hat [sich] aber nicht rentirt. Wenn man Ag münzen umarbeitet so ist die Scheidung f nassem  
 21 Wege allerdings die beste. Die Silbermünzen sind alle Legierungen mit Cu. Je kleiner  
 22 desto weniger Ag [ist] drin. Im Jahre 1839 wurde f dem Dreslauer Münzcongreß festgesetzt,  
 23 daß die Münzmark für Deutschland 233,855 schwer sein soll. Man verlangt daß künftig  
 24 nicht nach der alten Methode durch Abtreiben t Pb der Feingehalt bestimmt werden soll, sondern  
 25 daß man f nassem Wege untersuchen soll. Die 2 rt <sup>1084</sup> stücke wurden als Hauptsilbermünze

<sup>1082</sup> „Steingrün“ oder „Schiefergrün“ ist seit dem 16. Jahrhundert namentlich bekannt; fand meist als Malerfarbe Verwendung und hatte viele verschiedene Namen, vgl. H. LÜSCHEN (1968), 186.

<sup>1083</sup> Text ist unklar, wahrscheinlich ist Sänger beim Schreiben nicht mitgekommen.

26 festgestellt wonach sich also des Silber Werth regulirt; sie sollen in dem Ringe 41 Mm<sup>1085</sup>  
27 messen u 90 % Ag u 10 % Cu enthalten. Die Thalerstücke sollen 34 Millim. im Durchmesser  
28 haben u 75 % Ag u 25 % Cu enthalten. Die kleineren Münzen sollen aber noch bleiben u noch  
29 mehr Cu enthalten u in den Scheidemünzen kehrt es sich fast um.  
30 Das Ag ist ein weißes Metall von stärkstem Glanz, xstallisirbar in regulären Ocktaädern,  
31 häufig auch baumförmig gebildet, härter als Gold, weicher aber als Cu, daher schon die Nothwendigkt  
32 dem Silber das härtere Cu zuzusetzen wenn es zu Geräthen oder Münzen benutzt werden soll.  
33 Das Ag ist sehr plastisch u stark klingend, noch [mehr] als andere Metalle. Der Ag zusa[t]zt[?] ist zu allen  
34 Metallgemischen ist immer nützlich, aber vielleicht nicht so wie man glaubt. Es ist  
35 feilbar u fest = dem Au. 1 gr Ag kann einen 400 f<sup>1086</sup> langen Draht geben u die Silberfolie  
36 kann so dünn gemacht werden, daß sie nur 1/200,000 “ Dicke besitzt; das Ag ist zähe u hat einen  
37 härkigen Bruch; spec.Gew. 10,510. Es schmilzt bei starker Hellrothglühhitze u zeigt den  
38 starken Metallglanz u den Silberblick; aber dieser Glanz verschwindet bald wieder u das  
39 schmelzende Ag zeigt Regenbogenfarben. Erstarrt es sehr schnell; so xstallisirt es. Durch  
40 die erkaltende Dicke drängen sich die Xstalle des Ag hervor, so daß oft t einer Stärke das Ag  
41 fortgeschleudert wird, man nennt dieses Spritzen das Spratzen des Ag. Man leitet es  
42 her von einer Absorbtion von O, aber wir sehen diese Erscheinung auch beim Bi u bei anderen  
43 nicht metallischen Körpern. Das Ag ist säurebeständig in den gewöhnlichen Hitzegraden, aber es kann  
44 durch O gebläse doch verflüchtigt werden u wenn Luft Zutritt so verbrennt es mit einem  
45 grünlichen Lichte zu einem braunen Pulver, zu AgO wie man meint. Das Ag vereinigt  
46 sich in der Glühhitze mit anderen Metallen u giebt Legierungen. Die Halogene verbinden  
47 sich leicht damit vorzüglich t dem S, so daß selbst das H<sup>2</sup>S zerlegt wird. Das Ag wird v H<sup>2</sup>Cl<sup>2</sup>  
48 nicht angegriffen, es zersetzt auch das (Wasser) nicht aber es oxydirt sich durch solche O säuren welche ihren  
49 O hergeben. Von kalter N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> wird es leicht gelöst, von SO<sup>3</sup>+aq ebenfalls unter Ent-  
50 wicklung von SO<sup>2</sup>. Dagegen oxydirt es sich nicht leicht beim Schmelzen mit Salpeter, weil  
51 das AgO zum Theil durch Glühen mit Alkalien den O verliert u reduziert wird. KO, KO+CO<sup>2</sup>  
52 wirken auf Ag nicht ein, daher die Benutzung der Ag tiegel für das Schmelzen der Alkalien.  
53 Es bildet ein Oxyd welches eine sehr starke Salzbasis ist u ein Silbersuboxyd  
54 welches als schwarzbraune Substanz an dem + ele. Draht[?] voltaischen Säule sich absetzt; wenn

-231-

01 AgO+N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> dadurch zersetzt wird. Die Mischung des Superoxyd ist unbekannt.  
02 Silberoxyd = AgO Es wird s den löslichen Ag salzen durch Alkalien gefällt;  
03 durch alkalische Erden, als dunkelbraunes Pulver, durch Licht u sehr schwache Glühhitze reduziert  
04 es sich leicht zu Ag, auch wenn es t Alkalien geglüht wird. In N<sup>2</sup>O<sup>5</sup>, SO<sup>3</sup>, Ä ist es leicht löslich  
05 aber t den anderen meisten Säuren bildet es schwerlösliche Salze, ebenso wird es durch H sren  
06 zu unlöslichen Haloidsalzen. Die meisten organ. Säuren geben unlösliche aq leere[wasserfreie] Salze  
07 daher die Ag salze so häufig in der organ. Chemie benutzt werden. Das AgO schlägt andre  
08 Oxyde s ihren Salzen nieder; zb Fe<sup>2</sup>O<sup>3</sup> u CuO. Die Ag salze welche in (Wasser) löslich sind  
09 geben farblose Lösungen. Die meisten Alkalien schlagen braunes O nieder; der  
10 frische Ndrschlag hat 1 Stich ins grünliche. H<sup>6</sup>N<sup>2</sup> giebt einen gelbl.braunen Ndrschlag  
11 wenn die Lösung conc. ist u nur wenig H<sup>6</sup>N<sup>2</sup> genommen [wird]. Dieser Ndrschlag lößt sich  
12 leicht wieder auf u daher sieht man ihn selten entstehen. Die kohlenstren Alkalien geben  
13 einen ganz weißen Ndrschlag vom neutralen AgO+CO<sup>2</sup> in H<sup>8</sup>N<sup>2</sup>,O+CO<sup>2</sup> oder H<sup>6</sup>N<sup>2</sup> [au]flösl.lich.  
14 H<sup>2</sup>S schlägt das AgO s allen seinen s[au]ren u alkalischen Lösungen nieder; leicht u vollständig.  
15 Es schlägt sich AgS nieder, welches nur von concentr. N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> wieder fgelöst wird. Die  
16 S<sup>2</sup>O<sup>2</sup> sren Salzen<sup>1087</sup> geben auch leicht AgS. Br u Id geben auch sehr leicht AgBr<sup>2</sup> u AgJd<sup>2</sup>; Cy  
17 Cl<sup>2</sup> u dergleichen. Alle diese Haloidsalze lösen sich in N<sup>2</sup>O<sup>5</sup> leicht auf; in H<sup>6</sup>N<sup>2</sup> lösen sie  
18 sich aber auf, bis f das AgS u AgJd<sup>2</sup>. In S<sup>2</sup>O<sup>2</sup> sren Alkalien sind sie löslich; namentlich  
19 auch das AgJd<sup>2</sup> u daher seine Anwendung des S<sup>2</sup>O<sup>2</sup> sren NaO zu Vexurrlsg.<sup>1088</sup>

<sup>1084</sup> Zeichen für Reichstaler

<sup>1085</sup> Hier wurde „Millimeter“ interpretiert. In der Mitschrift wechseln die Längenmaße von neuen (metrischen) zu alten Einheiten.

<sup>1086</sup> Fuß

<sup>1087</sup> Thiosulfate (S<sub>2</sub>O<sub>3</sub><sup>2-</sup>)

20 Die  $\text{P}^2\text{O}^5$  sren u  $\text{As}^2\text{O}^5$  sr Alkalien geben gelbliche Niederschläge welche sich im Äußeren  
 21 sehr ähneln. Das Ag wird s seinen Salzen durch die meisten anderen Metalle reduziert  
 22 durch Cu, Fe, selbst Hg. Die löslichen Salze werden durch Glühen für sich zerstört u geben  
 23 reduziertes Ag. Das Ag wird von den meisten organ. Substanzen auch reduziert namentlich  
 24 unter Licht mit Wirkung; hierauf beruht die un[au]slöschliche Tinte. Wenn man nun in 1 Loth  
 25 (Wasser) 0,1  $\text{AgO}+\text{N}^2\text{O}^5$  lößt u 0,1 Ei in 0,15 Lampenruß zusetzt, so erhält man 1 sehr dünne  
 26 guthe Zeichentinte. Erhält die Tinte stark reduzierende Substanzen, so verdickt die  
 27 Tinte nach einiger Zeit. Will man 1 Zeug[nis] damit bezeichnen so muß man t Ei(wasser) das  
 28 Zeuge[?] steifen u glätten. Wenn man nun die Schrift dem Sonnenlicht ssetzt, so reduziert  
 29 sich das Ag u setzt sich so fest ein, daß es durch Waschen nicht entfernt werden kann.  
 30 Salpetersaures Silberoxyd =  $\text{AgO}+\text{N}^2\text{O}^5$ . Wenn Ag bis zur Sättigung  
 31 in conc. Salpetersäure gelöst wird, wobei die Flüssigkt noch 1wenig sauer bleibt  
 32 u nun abdampft, so xstallisirt das Salz leicht s in großen Tafeln. Dieses Salz wird  
 33 aber gewöhnlich nur in neutralem Zustande benutzt wo es dann viel schwerer s der  
 34 Lösung xstallisirt. Das Salz schmilzt leicht wenn man es in einer Porzellanschaale  
 35 oder Büchse t Säure ~~stellt~~ erhitzt. Es verliert alle anhängende Säure u sgegossen  
 36 in Form liefert es den Höllenstein; das Ausgießen geschieht am besten in Silberformen  
 37 oder Speckstein. Man kann das  $\text{AgO}+\text{N}^2\text{O}^5$  leicht gewinnen bei der Rectification<sup>1089</sup> des  $\text{N}^2\text{O}^5$   
 38 wenn man die Säure abdestillirt, so xstallisirt viel  $\text{AgO}+\text{N}^2\text{O}^5$  mit Leichtigkt. her-  
 39 raus. Im Trichter bleibt es nur noch wenig Cu haltig. Hat man eine Cu haltige  
 40 Ag lösung, so braucht man nur zur Trockenheit abdampfen u in der Porzellanschaale  
 41 zu erhitzen, wo sich das Cu salz zersetzt aber nicht das Ag salz. In Wasser wird es gelöst [, dann]  
 42 scheidet sich Cu ab. Besser noch ist es wenn man die gesättigte Lösung (Cu haltige) ein Th. noch  
 43 mit KO u nun den sgewaschenen Ndrschlag zu dem anderen Theil setzt u nun kocht; das AgO  
 44 schlägt das CuO völlig nieder u die Flüssigkt wird Cu frei. Hat man wenig Cu darin so schmelze  
 45 man es u löse es wieder auf. Das salpetersaure AgO bildet farblose glänzende 4 6 seitige  
 46 Tafeln, die aber immer etwas sauer sind von freier Säure. Der Höllenstein bildet ganz  
 47 weiße Stränge; aber sie sind nur etwas schwärzlichlich, was keinen großen Nachtheil bringt;  
 48 das  $\text{AgO}+\text{N}^2\text{O}^5$  verdampft noch unter der Rothglühhitze u kocht = dem aq. Erhitzt man stärker,  
 49 so wird es zersetzt u es reduziert sich zuletzt Ag. Das schmelzende Salz ~~schmilzt~~ wird zwar  
 50 vom Sb, Sn, Cu zerlegt aber blankes metall. Fe reduziert dasselbe nicht; das geschmolzene

-232-

01 Salz erstarrt zu einer xstallinisch strahligen Masse, es hat immer eckigen Bruch, von  
 02 ganz schwarzer Farbe wenn es  $\text{CuO}$  oder  $\text{AgCl}^2$  enthält. Man soll zuweilen auch absichtlich  
 03 Salpeter zugesetzt haben. Indes schlechte Beschaffenheit kommt von der Anwendung einer unreinen  
 04  $\text{N}^2\text{O}^5$  u unreinem Ag.  
 05 Dies Salz lößt sich in 2 Th. kaltem u 1/2 Th. heißem (Wasser) auf, wenn sich einzelne schwarze Flocken  
 06 absetzen, so sind sie Ag, gewöhnlich. Ein Rückstand v  $\text{AgCl}^2$ ,  $\text{CuO}$  giebt schlechten Höllenstein.  
 07 Die (wässrige) Lösung wird durch  $\text{H}^8\text{N}^2\text{O}+2\text{CO}^2$  meist gefällt u lößt sich leicht im Ueberschuß  
 08 auf. Eine ganz kleine Menge Cu kann man aber hierdurch nicht wahrnehmen. Selbst wenn  
 09 man  $\text{H}^6\text{N}^2$  nimmt läßt sich wenig Cu nicht erkennen. Ganz genau aber erkennt man die  
 10 Verunreinigung wenn man das Ag mit  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  fällt u wenn die Flüssigkt mit Kalium  
 11 eiscyancür prüft f Cu. Ebenso wird man nach Fällung t  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  in der Flüssigkt beim  
 12 Verdampfen jede Spur von Salpeter entdecken. Das Salz lößt sich in 4 Th. Alkohol in der  
 13 Wärme auf; da das  $\text{AgO},\text{SO}^3$  in Alkohol nicht löslich ist u schwer in (Wasser), so läßt es sich leicht  
 14 im Salz nachweisen. Es kommt jetzt manchmal im käuflichen vor.  
 15 Chlorsilber =  $\text{AgCl}^2$ . Dieses entsteht leicht wenn ein Silbersalz mit  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  oder  
 16 einem anderen Chlorid zusammen kommt; aber auch wenn  $\text{Cl}^2$  f  $\text{AgO}$  oder Ag selbst einwirkt; es  
 17 bildet einen weißen käsigen Ndrschlg, welcher aber durch Licht sehr schnell violett wird.  
 18 Es beruht dieser Farbenwechsel wahrscheinlich f einer Asscheidung des Ag; aber diese  
 19 Reducktion ist so gering, daß sie durch das Gewicht<sup>1090</sup> nicht leicht nachweisbar ist. Wenn man das

<sup>1088</sup> Der Beschreibung nach könnte hiermit „Fixierlösung“ gemeint sein.

<sup>1089</sup> Trennung von Flüssigkeitsgemischen durch wiederholte Destillation (heute: Rektifikation)

<sup>1090</sup> Gemeint ist hier „Gewichtveränderung“.

20  $\text{AgCl}^2$  mit  $\text{Cl}$  wasser oder auch nur Salmiak oder  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  zusammen hinstellt, so behält das  $\text{AgCl}^2$   
21 seine weiße Farbe. Es schmilzt leicht ohne Zersetzung u ohne Verflüchtigung; erstarrt  
22 zu einer zähen Masse, dem Hornsilber. Von (Wasser), Alkohol u allen verdünnten Säuren wird es  
23 nicht fgelöst, hingegen löst es sich in ganz concentrirter  $\text{H}^6\text{N}^2$  f, verdünnt man aber diese  
24 Lösung, so fällt es wieder nieder u zwar allmählig vollkommen; die Flüssigkeiten bleiben  
25 opalisirend, wenn sie sehr sauer sind. Am vollständigsten ist die Fällung s verdünnten  
26 sauren Lösungen; indessen kleinere Mengen setzen sich erst allmählig in Flocken ab, u die  
27 Flüssigkeit wird erst durch filtriren klar. Von KO wird das feuchte  $\text{AgCl}^2$  =[gleich] dem  $\text{Hg}^2\text{Cl}^2$  zer-  
28 legt, allein das KO muß concentr. u erwärmt sein. Von  $\text{H}^6\text{N}^2$  wird es leicht gelöst zu einer  
29 eigenthümlichen Verbindung welche durch  $\text{H}^2\text{Cl}^2$  völlig wieder fgehoben wird. Fe, Cu, Sn  
30 reduzieren das Ag unter Mitwirkung von Aq, also die Anwendung der nassen Versilberung.  
31 Das sgeschiedene Ag bildet sich besonders beim Reiben t dem Fe, Cu, u Messing. Man wendet  
32 auch wohl statt des (Wasser)s  $\text{NaCl}^2$  oder Weinstein an.  
33 Bromsilber =  $\text{AgBr}^2$  u Jodsilber =  $\text{AgJd}^2$ . Verhält sich ganz analog dem  $\text{AgCl}^2$ ;  
34 aber das  $\text{AgJd}^2$  weicht schon darin ab, daß es sich in  $\text{H}^6\text{N}^2$  nicht löst. Durch das Licht wird auch Ag re=  
35 duziert u nach dieser Theorie wurden die Lichtbilder gemacht.  $\text{AgJd}^2$  ist in  $\text{NaO}+\text{S}^2\text{O}^2$  löslich  
36 indeß das reduzierte Ag sich nicht löst darin, bleiben die Bilder zurück.  
37 Cyansilber =  $\text{AgCy}^2$ . Unterscheidet sich von den übrigen 3 Ag verbindungen dadurch  
38 daß es in der Hitze regulinisches Ag hinterbleibt.  $\text{AgCl}^2$ ,  $\text{Br}^2$ , u  $\text{Jd}^2$  werden beim Glühen  
39 t H zu Ag leicht reduziert, aber nicht mit Kohle; kohlenre Alkalien reduzieren auch das  
40 Ag sehr leicht u es entstehen Haloidsalze des Kaliums.

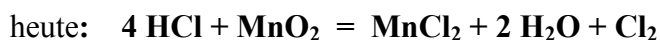
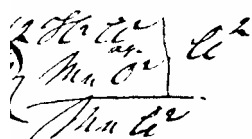
## 9.2 Auflistung der Formeln, Zeichnungen und Tabellen vom Rand

### 9.2.1 Zeichnungen vom Rand der Mitschrift

Die in den folgenden Seiten transkribierten "Formeln" geben einen guten Einblick über das Verständnis der chemischen Reaktionen und deren stöchiometrischen Verhältnisse, wie sie einerseits von Wackenroder vorgetragen und wie sie andererseits von Sängers verstanden wurden.

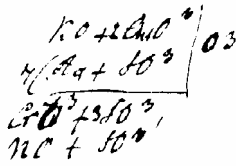
Ein großer Teil der hier aufgeführten Formeln, speziell die eindeutigen Reaktionen, wie z. B. Gewinnung von Salzsäure, sind stöchiometrisch korrekt aufgebaut. Über dem Summenstrich stehen die eingesetzten Substanzen, unter ihm die Reaktionsprodukte und durch einen senkrechten Strich abgetrennt wurden die Nebenprodukte oder Verunreinigungen niedergeschrieben. Diese Darstellung vereinfachte die im Text beschriebenen Reaktionen und half den Studenten die chemischen Reaktionen besser zu verstehen.

Beispiel der richtigen Formel bei der Darstellung von Chlor aus Braunstein und Salzsäure

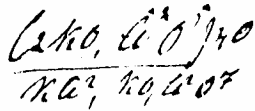


Bei den fehlerhaften Formelbrüchen handelt es sich oft um Auslassungen, die entweder durch mangelndes Verständnis des Mitschreibenden oder auf akutem Zeitmangel zurückzuführen sind. Besonders unklare Formeln entstanden bei komplexen Reaktionen, deren Reaktionsmechanismus nicht nach den einfachen Prinzipien des "elektrochemischen Dualismus" erklärt werden konnte. Auch Reaktionen, die die unterschiedlichsten, nicht genau zu trennenden Produkte ergaben, wie z. B. bei den Antimonsulfiden, wurden nach heutigem Verständnis nicht richtig wiedergegeben.

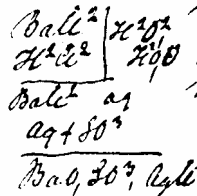
In der ersten Spalte befindet sich der eingescannte Formelbruch und auf welcher Seite er notiert wurde. In der zweiten Spalte die möglichst getreue Transkription, die Beschreibung der Reaktion und – wenn möglich – die heutige Gleichung.



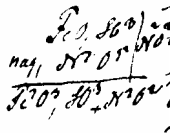
Formel 1 (Seite 15)



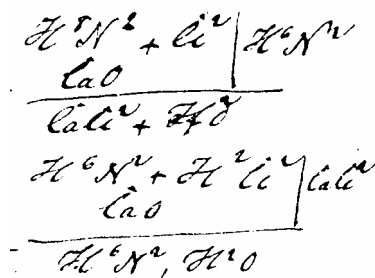
Formel 2 (Seite 15)



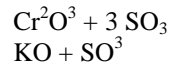
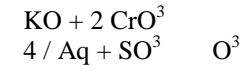
Formel 3 (Seite 23)



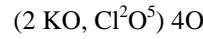
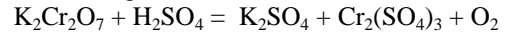
Formel 4 (Seite 31)



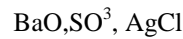
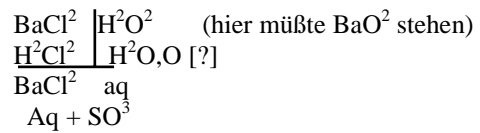
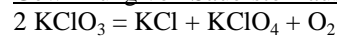
Formel 5 (Seite 34)



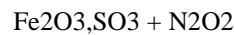
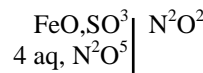
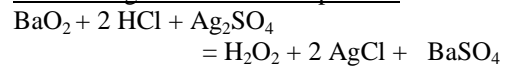
Gewinnung von Sauerstoff aus Kaliumchromat:



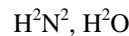
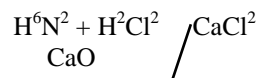
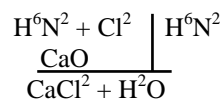
Gewinnung von Sauerstoff aus Kaliumchlorat:



Darstellung von Wasserstoffperoxid:

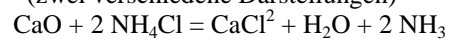


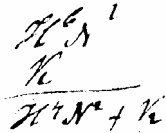
Nachweis von Nitrat (Salpetersäure):



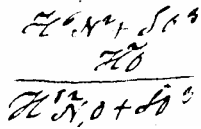
Gewinnung von Ammoniak:

(zwei verschiedene Darstellungen)

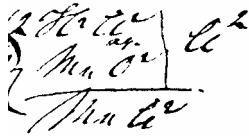




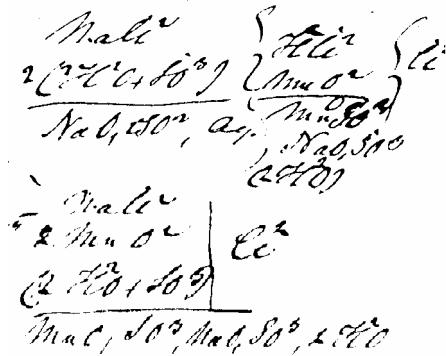
Formel 6 (Seite 35)



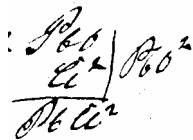
Formel 7 (Seite 35)



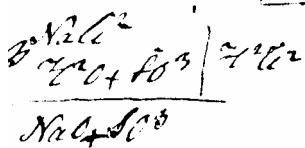
Formel 8 (Seite 38)



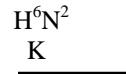
Formel 9 + 10 (Seite 38)



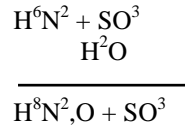
Formel 11 (Seite 39)



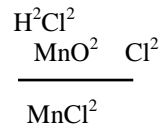
Formel 12 (Seite 40)



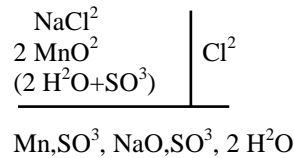
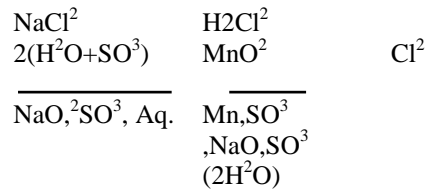
unklare Reaktion von Ammoniak mit Kalium



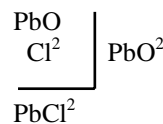
Umsetzung von Ammoniak mit Schwefelsäure:  
 $2 \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$



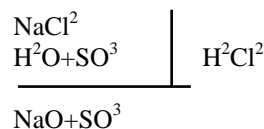
Darstellung von Chlor aus Mangandioxid:  
 $\text{MnO}_2 + 4 \text{HCl} = \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$



Darstellung von Chlor aus Mangandioxid,  
Kochsalz und Schwefelsäure:

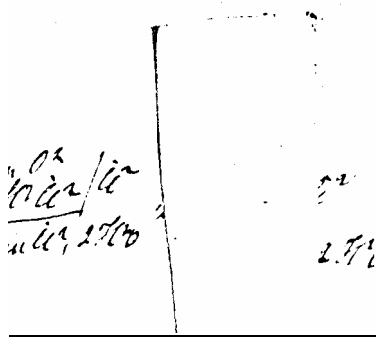


Darstellung von Bleidioxid aus Bleioxid mit  
Chlor:  $2 \text{PbO} + \text{Cl}_2 = \text{PbO}_2 + \text{PbCl}_2$

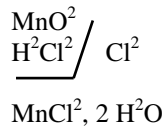


Gewinnung von Salzsäure aus Steinsalz

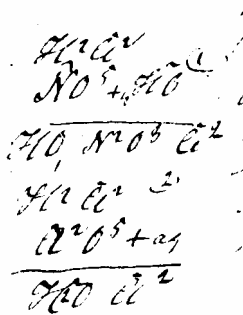




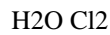
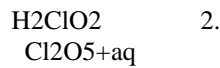
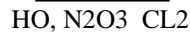
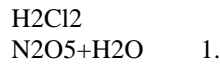
Formel 13 (Seite 41)



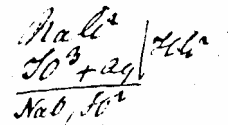
Chlorgewinnung aus Salzsäure und Mangan-  
dioxid (siehe Formel 8, S. 38)



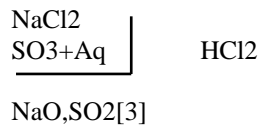
Formel 14 (Seite 41)



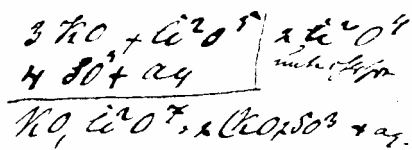
Zwei Beschreibung von Königswasser



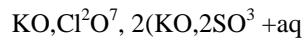
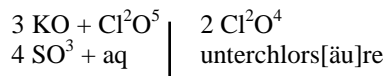
Formel 15 (Seite 41)



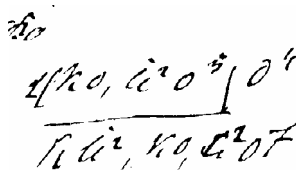
Darstellung von Salzsäure aus Schwefelsäure  
und Natriumchlorid



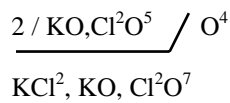
Formel 16 (Seite 44)



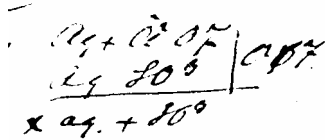
Disproportionierung von Chloraten zu Per-  
chlorat und unterchlorsäure



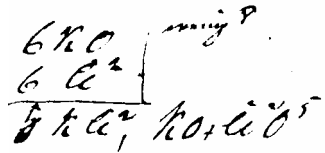
Formel 17 (Seite 44)



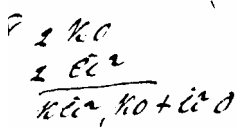
Gewinnung von Sauerstoff aus Chlorat:  
 $2\text{KClO}_3 = \text{KClO}_4 + \text{KCl} + \text{O}_2$



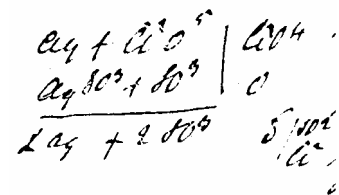
Formel 18 (Seite 44)



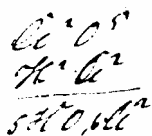
Formel 19 (Seite 44)



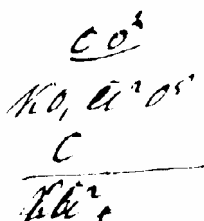
Formel 20 (Seite 44)



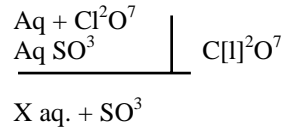
Formel 21 (Seite 45)



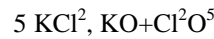
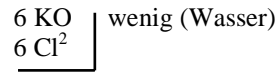
Formel 22 (Seite 45)



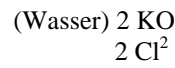
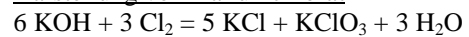
Formel 23 (Seite 45)



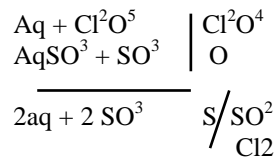
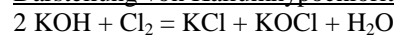
Gewinnung von gasförmigem Chlor-V-oxid



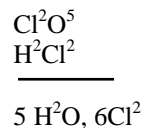
Darstellung von Kaliumchlorat



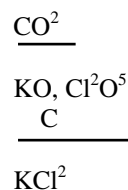
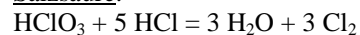
Darstellung von Kaliumhypochlorit



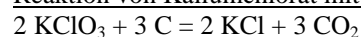
Zerfall von Chlorsäure mit konzentrierter Schwefelsäure:

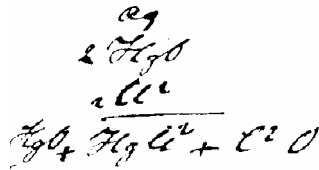


Entwicklung von Chlor aus Chlorsäure und Salzsäure:

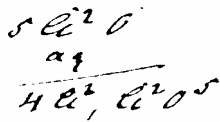


Reaktion von Kaliumchlorat mit Kohlenstoff:

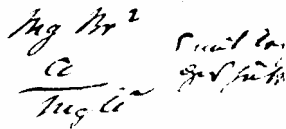




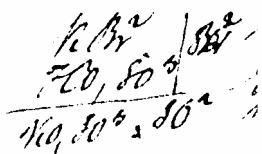
Formel 24 (Seite 46)



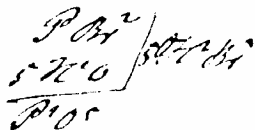
Formel 25 (Seite 46)



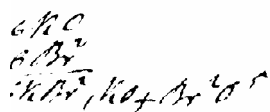
Formel 26 (Seite 46)



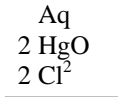
Formel 27 (Seite 47)



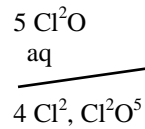
Formel 28 (Seite 48)



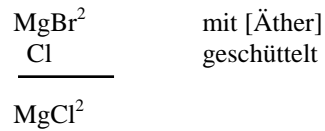
Formel 29 (Seite 48)



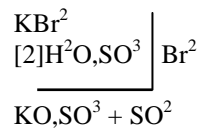
Bildung von Dichloroxid aus Quecksilberoxid und Chlor:



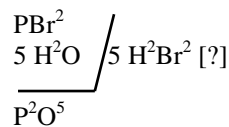
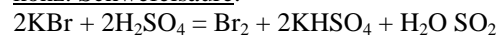
Disproportionierung von Dichloroxid zu Chlor und Chlor-V-oxid:



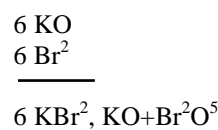
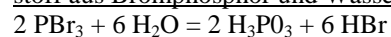
Bromgewinnung aus Magnesiumbromid und Chlor in wässriger Lösung.



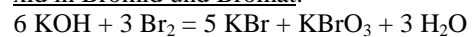
Gewinnung von Brom aus Kaliumbromid und konz. Schwefelsäure.

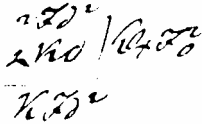
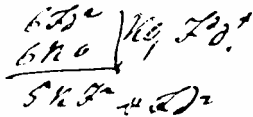


Unklare Formel: Darstellung von Bromwasserstoff aus Bromphosphor und Wasser

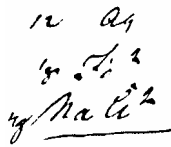


Disproportionierung von Brom in Kaliumhydroxid in Bromid und Bromat:

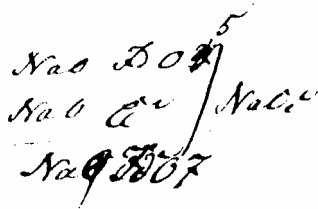




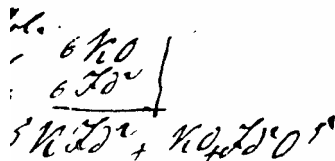
Formel 30 + 31 (Seite 50)



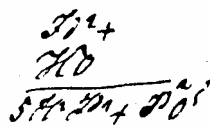
Formel 32 (Seite 51) [Rezept]



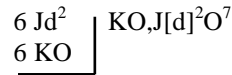
Formel 33 (Seite 52)



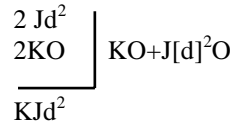
Formel 34 (Seite 52)



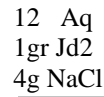
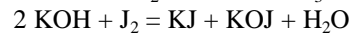
Formel 35 (Seite 53)



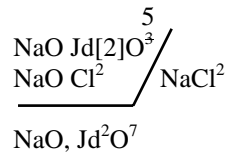
5 KJ<sup>2</sup> + 4 HJ<sup>2</sup> [? falsch]



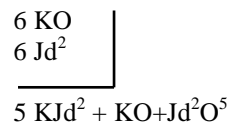
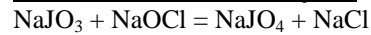
Disproportionierungsreaktionen von Jod in Kaliumhydroxid:



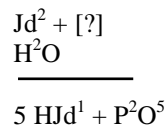
Rezept der Lugoll'schen Lösung



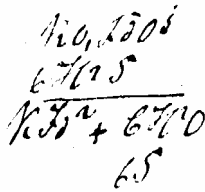
Oxidation von Jodat zu Perjodat:



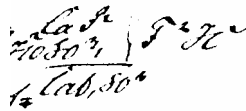
Disproportionierung von Jod zu Jodid und Jodat:



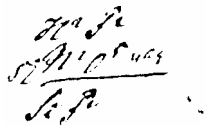
Unklare Reaktion, wahrscheinlich die Reaktion von Jod mit Wasser und reduzierender phosphoriger Säure.



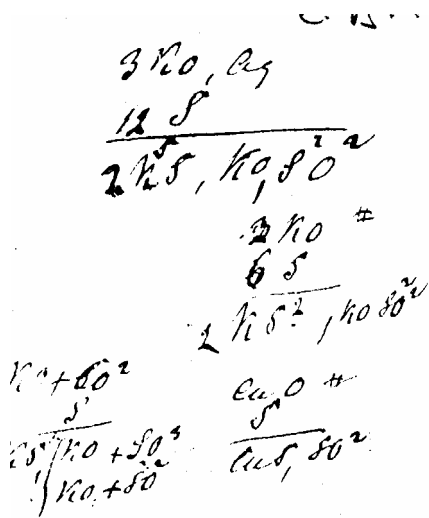
Formel 36 (Seite 53)



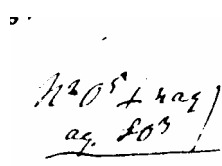
Formel 37 (Seite 54)



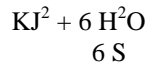
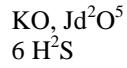
Formel 38 (Seite 54)



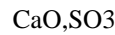
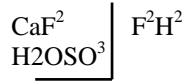
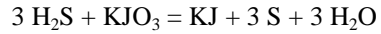
Formeln 39 (Seite 57)



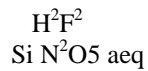
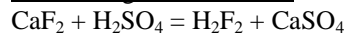
Formel 40 (Seite 62)



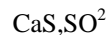
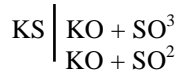
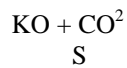
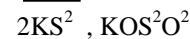
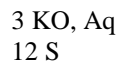
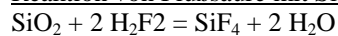
Oxidation von Schwefelwasserstoff durch Jodat:



Darstellung von Flußsäure:



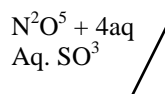
Reaktion von Flußsäure mit Siliziumdioxid:



Reaktionen des Schwefels mit verschiedenen

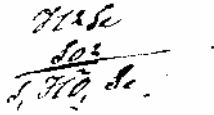
alkalischen Substanzen zu „Hepar sulfuris“;

siehe Interpretation

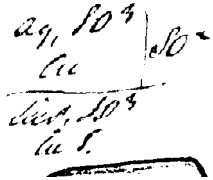


Zerlegung von konz. Salpetersäure mit konz.

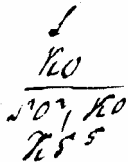
Schwefelsäure (unvollständig).



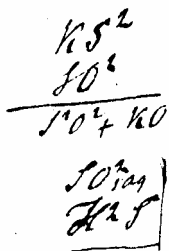
Formel 41 (Seite 66)



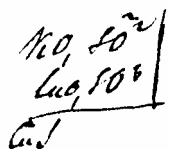
Formel 42 (Seite 66)



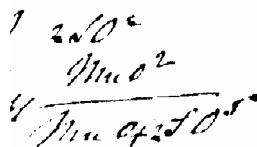
Formel 43 (Seite 67)



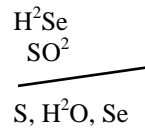
Formel 44 (Seite 67)



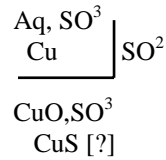
Formel 45 (Seite 67)



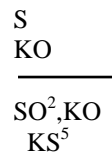
Formel 46 (Seite 68)



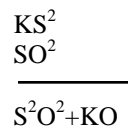
Reaktion, Selenwasserstoff mit Schwefeldioxid:  
 $\text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{Se} = 2 \text{Se} + \text{S} + 2 \text{H}_2\text{O}$



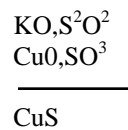
Oxidation von Kupfer durch Schwefelsäure:  
 $\text{Cu} + 2 \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$



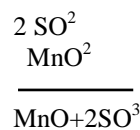
Auflösung von Schwefel in Kalilauge:  
 (siehe Interpretation)



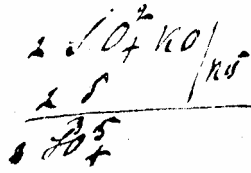
Bildung von Thiosulfaten:  
 $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{S} = \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$



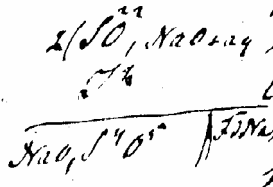
Reduktion von Thiosulfaten zu Sulfiden



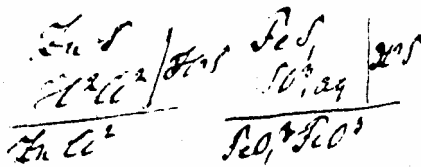
Oxidation von Sulfid zu Sulfat mit Braunstein:  
 $2 \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{MnO}_2 = \text{Mn}(\text{HSO}_4)_2$



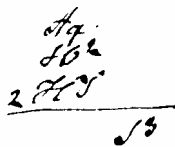
Formel 47 (Seite 69)



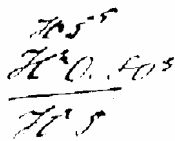
Formel 48 (Seite 69)



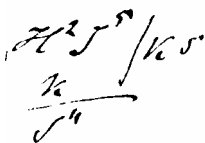
Formel 49 (Seite 69)



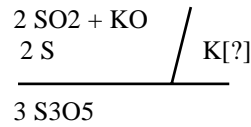
Formel 50 (Seite 70)



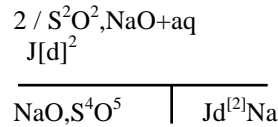
Formel 51 (Seite 72)



Formel 52 (Seite 72)

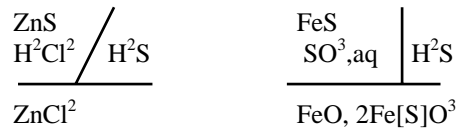
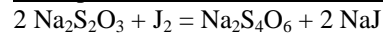


Unklare Formel, die wahrscheinlich die Reaktion zur Wackenroder'sche Flüssigkeit darstellt.

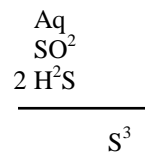
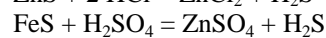
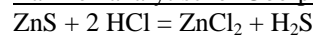


Milde Oxidation von Schwefelverbindungen zu Dithiosulfaten.

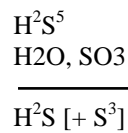
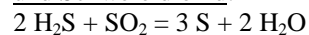
Prinzip der Reaktion von Thiosulfat mit Jod:



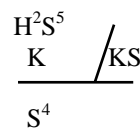
Lösen der Sulfide mit stärkeren Säuren im Rahmen analytischer Überprüfungen.

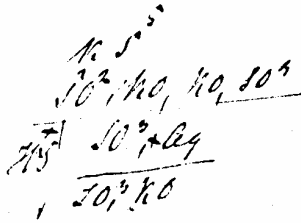


Komproportionierung von Schwefelwasserstoff und Schwefeldioxid:

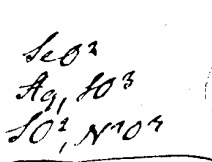


Formel unklar

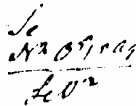




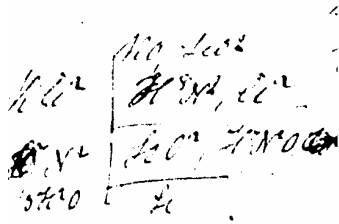
Formel 53 (Seite 73)



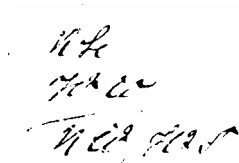
Formel 54 (Seite 76)



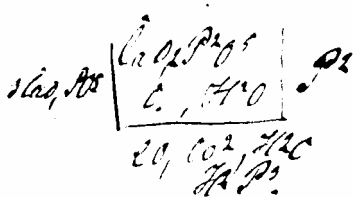
Formel 55 (Seite 77)



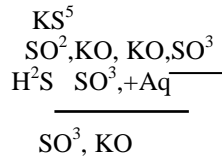
Formel 56 (Seite 77)



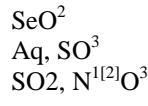
Formel 57 (Seite 78)



Formel 58 (Seite 79)

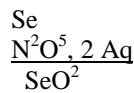


Hier handelt es sich um eine Formulierung, die das Sulphur Hepar beschreibt und die Umsetzung mit Schwefelsäure unter Freigabe von Schwefelwasserstoff.

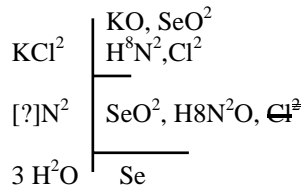


[Se]

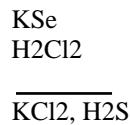
Hier ist die Formel unvollständig; sie soll die Fällung von Selen durch Reduktionsmittel beschreiben.



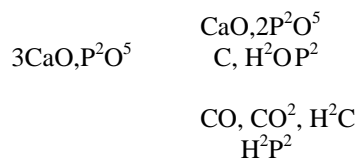
Oxidation von Selen mit Salpetersäure zu Selendioxid.



Unklar: Reduktion zum Selen ?

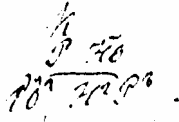


Umsetzung von Kaliumselenid mit Salzsäure:  
 $\text{K}_2\text{Se} + 2 \text{HCl} = 2 \text{KCl} + \text{H}_2\text{Se}$

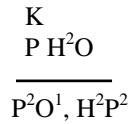


Gewinnung von Phosphor durch Glühen von Knochensäure mit Kohlenstoff:

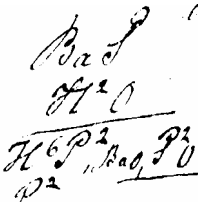




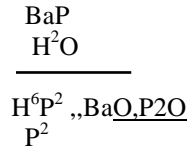
Formel 59 (Seite 81)



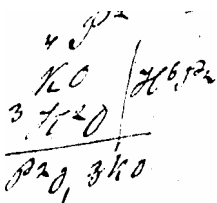
Unklare Reaktion von Phosphos, Kalium und Wasser.



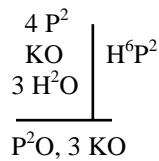
Formel 60 (Seite 83)



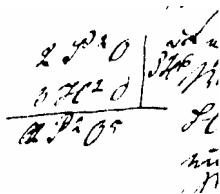
Reaktion von Bariumphosphin mit Wasser:  
 $\text{Ba}_3\text{P}_2 + 3 \text{H}_2\text{O} = \text{P}_2\text{H}_6 + 3 \text{Ba}(\text{OH})_2$



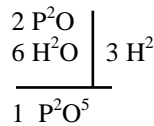
Formel 61 (Seite 83)



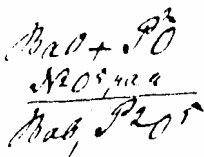
Disproportionierung von Phosphor in Kalilauge:  
 $\text{P}_4 + 6 \text{KOH} = \text{P}_2\text{H}_6 + 2 \text{K}_3\text{PO}_3$



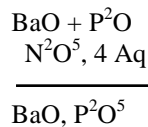
Formel 62 (Seite 83)



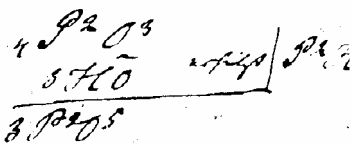
Reaktion des nicht existenten  $\text{P}_2\text{O}_5$ , einer Mischung aus Phosphor und Tetraphosphorhexaoxid (für Wackenroder und andere Chemiker = roter Phosphor) mit Wasser.



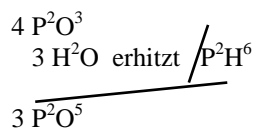
Formel 63 (Seite 83)



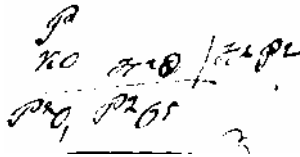
Oxidation von obengenannter Mischung mit Salpetersäure zu Phosphat.



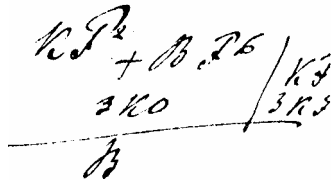
Formel 64 (Seite 84)



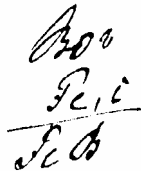
Disproportionierung von Phosphit zu Phosphat und Phosphorwasserstoff  
 $4 \text{H}_3\text{PO}_3 = 3 \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{PH}_3$



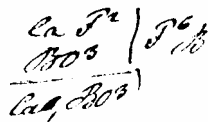
Formel 65 (Seite 90)



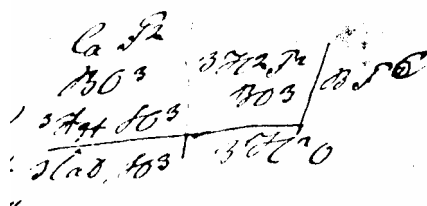
Formel 66 (Seite 92)



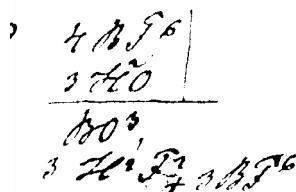
Formel 67 (Seite 93)



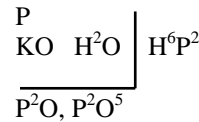
Formel 68 (Seite 94)



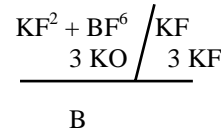
Formel 69 (Seite 94)



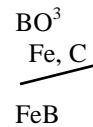
Formel 70 (Seite 94)



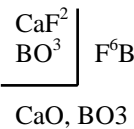
Disproportionierung von Phosphor zu Phosphin und Phosphoroxiden



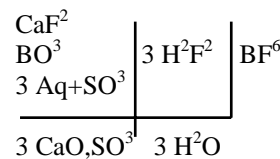
Gewinnung von Bor [KO = K (Text)]:  
 $KBF_4 + 3 K = 4 KF + B$



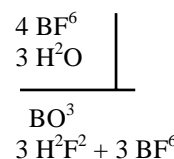
Reaktion von Boroxid mit Eisen und Kohlenstoff zu Eisenborid (unvollständig):  
 $B_2O_3 + 2 Fe + 2 C = 2 FeB + CO_2 + CO$



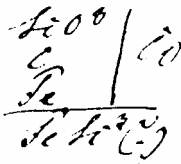
Unvollständige Reaktionsgleichung der thermischen Umsetzung von Borsäure mit Calciumfluorid:  
 $3 CaF_2 + 2 B_2O_3 = 2 BF_3 + Ca_3B_2O_6$



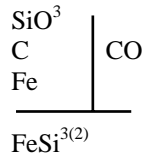
Darstellung von Bortrifluorid aus Calciumfluorid Borsäure und Schwefelsäure:  
 $2 H_3BO_3 + 3 CaF_2 + H_2SO_4 = 2 BF_3 + 3 CaSO_4 + 3 H_2O$



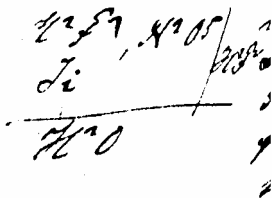
Darstellung der Fluoroborsäure:  
 $4 BF_3 + 3 H_2O = H_3BO_3 + 3 HBF_4$



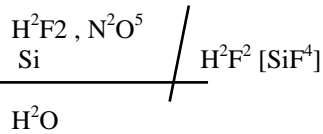
Formel 71 (Seite 94)



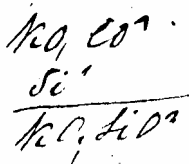
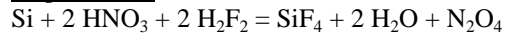
Reduktion von Siliciumdioxid mit Eisen und Kohlenstoff.



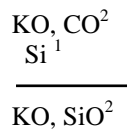
Formel 72 (Seite 95)



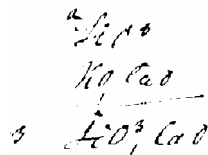
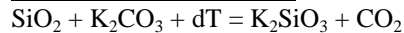
Nicht richtig von Sänger übertrage Formel; im Text handelt es sich um die Auflösung von Silicium in einer Mischung von Flusaure und Salpetersaure:



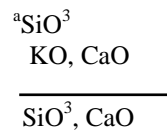
Formel 73 (Seite 95)



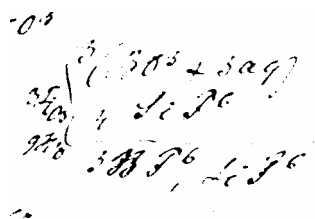
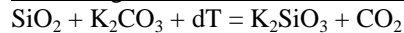
Unklare Formel, wahrscheinlich Auflösung von Siliciumdioxid in Alkalien:



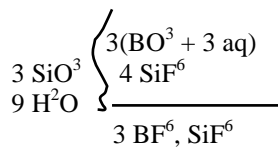
Formel 74 (Seite 96)



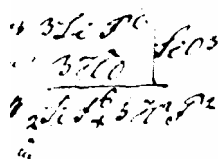
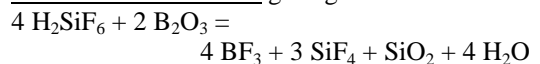
Auflösung von Siliciumdioxid in Alkalien:



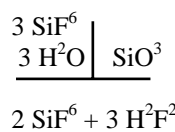
Formel 75 (Seite 98)



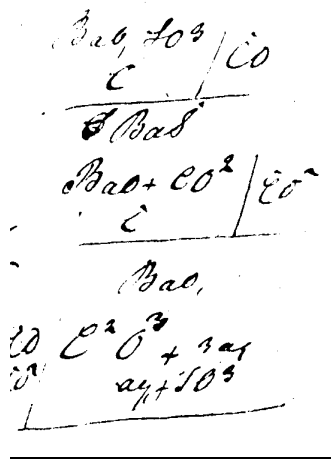
Hier soll die Reaktion von Kieselfluorwasserstoffsäure mit Borsäure gezeigt werden:



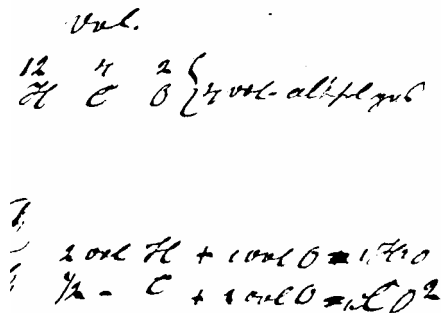
Formel 76 (Seite 98)



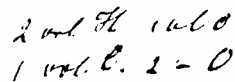
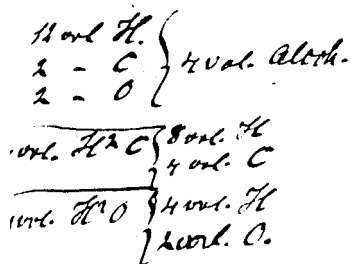
Reaktion von Tetrafluorsilicium mit Wasser



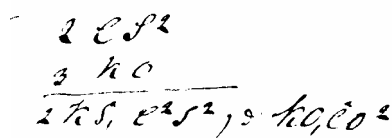
Formel 77 (Seite 106)



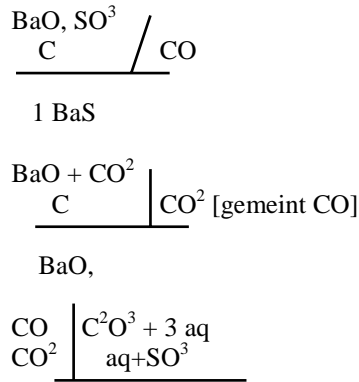
Formel 78 + 79 (Seite 110)



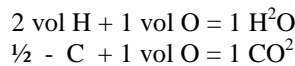
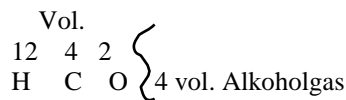
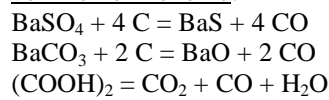
Formel 80 (Seite 111)



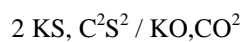
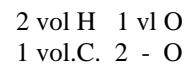
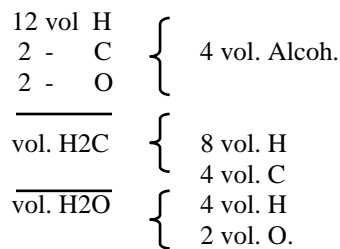
Formel 81 (Seite 112)



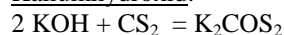
Drei verschiedene Methoden zur Darstellung von Kohlenmonoxid:

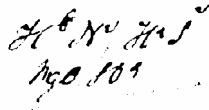


Formeln über die Volumenanteile von Verbindungen, wenn ihre Einzelkomponenten wie Gase betrachtet werden.

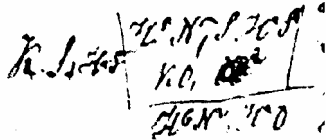


Reaktion von Schwefelkohlenstoff mit Kaliumhydroxid:

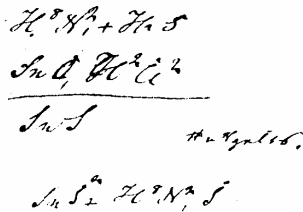




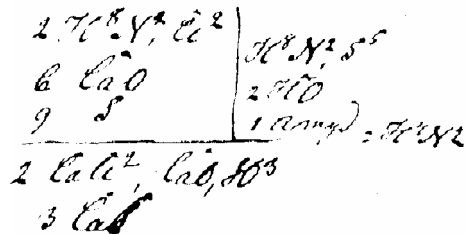
Formel 82 (Seite 115)



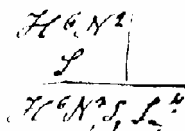
Formel 83 (Seite 115)



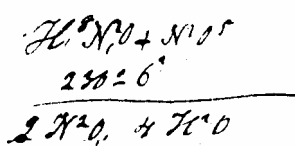
Formel 84 (Seite 116)



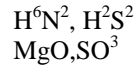
Formel 85 (Seite 116)



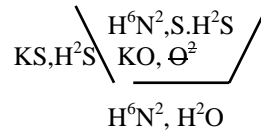
Formel 86 (Seite 116)



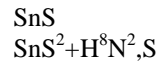
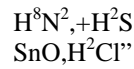
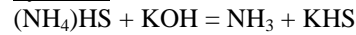
Formel 87 (Seite 117)



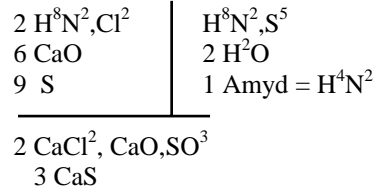
Formel soll belegen, dass eine Ammoniumsulfid-Lsg. mit Magnesiumsulfat keinen Niederschlag ergibt.



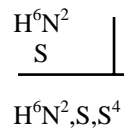
Reaktion von Ammoniumsulfid mit Kaliumhydroxid:



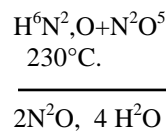
Die Formel beschreibt die Fällung von Zinn-II-ionen durch Schwefelwasserstoff im Sauren und die Auflösung im Ammoniakalischen. Dies ist noch heute ein Teil des Trennungsganges.



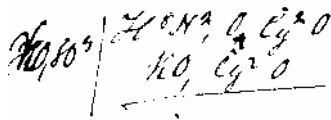
Darstellung von Beguischer Flüssigkeit



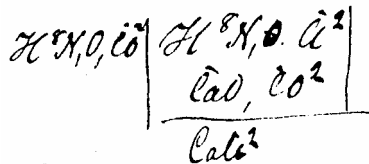
Darstellung Ammoniumpolysulfiden



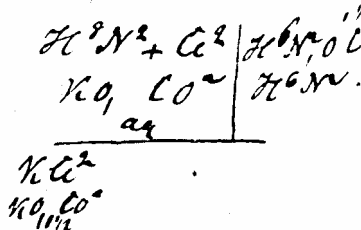
Darstellung von Lachgas aus Ammoniumnitrat:  
 $NH_4NO_3 = N_2O + 2 H_2O$



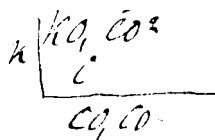
Formel 88 (Seite 117)



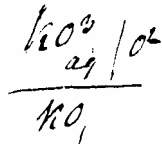
Formel 89 (Seite 117)



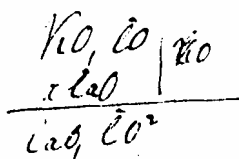
Formel 90 (Seite 118)



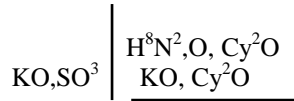
Formel 91 (Seite 120)



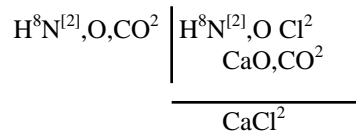
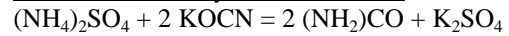
Formel 92 (Seite 121)



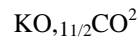
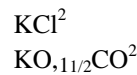
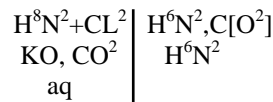
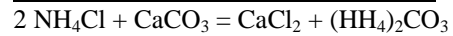
Formel 93 (Seite 121)



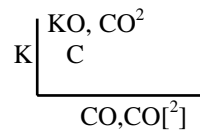
Formel ist unvollständig, soll aber – wie aus dem Text ersichtlich – die Darstellung von Harnstoff über eine Reaktion von Ammoniumsulfat mit Kaliumcyanat beschreiben.



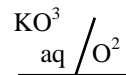
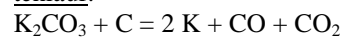
Umsetzung von Ammoniumchlorid mit Calciumcarbonat bei trockener Destillation:



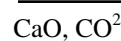
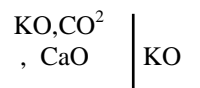
Umsetzung von Kaliumhydroxid und Ammoniumchlorid in wässriger Lösung.



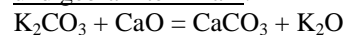
Gewinnung von Kalium durch Glühen von Kaliumcarbonat mit Kohlenstoff in einem Flintenlauf:

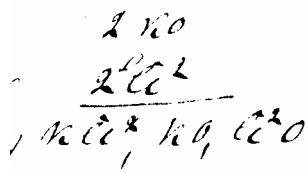


Die Reaktion von Kaliumperoxid mit Wasser zu Sauerstoff und Kaliumhydroxid

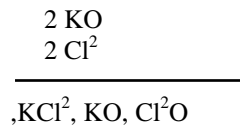


Die Gewinnung von Kaliumoxid aus Pottasche und gebranntem Kalk:

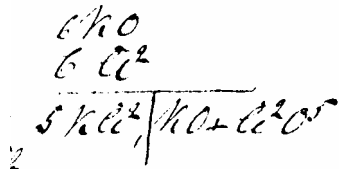




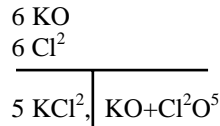
Formel 94 (Seite 132)



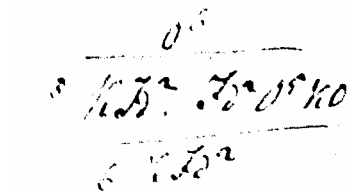
Disproportionierung von Chlor zu Hypochlorit:  
 $2 \text{ KOH} + \text{Cl}_2 = \text{KCl} + \text{KOCl} + \text{H}_2\text{O}$



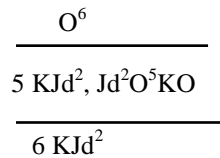
Formel 95 (Seite 132)



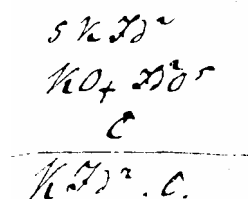
Disproportionierung von Chlor zu Chlorat:  
 $6 \text{ KOH} + 3 \text{ Cl}_2 = 5 \text{ KCl} + \text{KClO}_3 + 3 \text{ H}_2\text{O}$



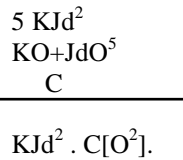
Formel 96 (Seite 133)



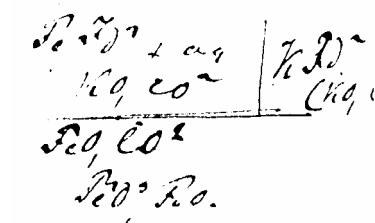
Oxidationsprozess von Kaliumjodid zu Kaliumjodat bei der Darstellung von Kaliumjodid.  
 (Formel nicht richtig)



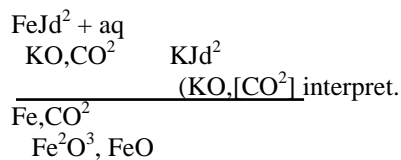
Formel 97 (Seite 134)



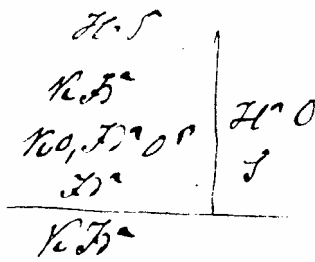
Reduktion von Jodat zum Jodid zur Darstellung von reinem Jodid (stöchiometrisch unvollständig):  
 $2 \text{ KJO}_3 + 3 \text{ C} = 2 \text{ KJ} + 3 \text{ CO}_2$



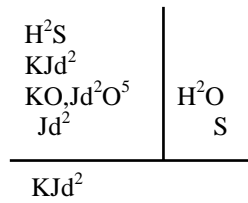
Formel 98 (Seite 134)



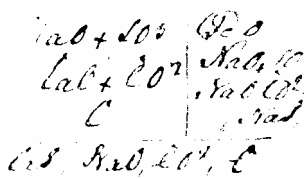
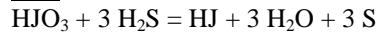
Darstellung von Kaliumjodid aus Eisen-II-jodid:  
 $\text{FeJ}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 = 2 \text{ KJ} + \text{FeCO}_3$



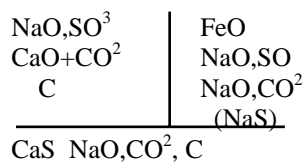
Formel 99 (Seite 134)



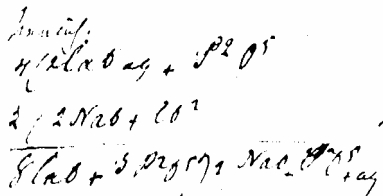
Darstellung von reinem Kaliumjodid aus Jod, Pottasche und Reduktion mit Schwefelwasserstoff.:



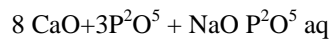
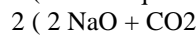
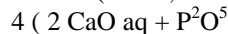
Formel 100 (Seite 140)



Natriumcarbonatgewinnung aus Natriumsulfat  
(Es handelt sich nicht um eine Formel im heutigen Sinn.)

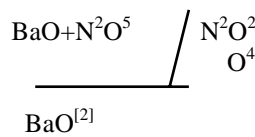
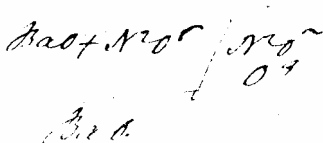


M--? -- (Name, unklar)



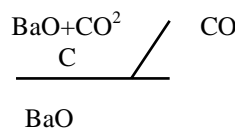
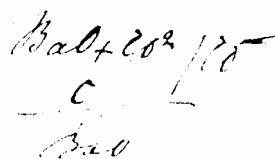
Formel 101 (Seite 143)

Natriumphosphatgewinnung durch Glühen von Knochenasche (Calciumphosphaten) mit Soda:  
 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3 \text{Na}_2\text{CO}_3 = 3 \text{CaCO}_3 + 2 \text{Na}_3\text{PO}_4$



Formel 102 (Seite 146)

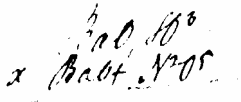
Darstellung von Bariumperoxid:  
 $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 = (\text{T}) \text{BaO}_2 + \text{N}_2\text{O}_4$



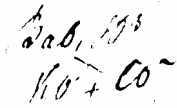
Formel 103 (Seite 146)

Gewinnung von Bariumoxid durch Glühen:  
 $\text{BaCO}_3 + \text{C} = \text{BaO} + 2 \text{CO}$

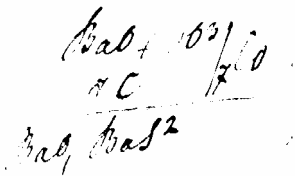




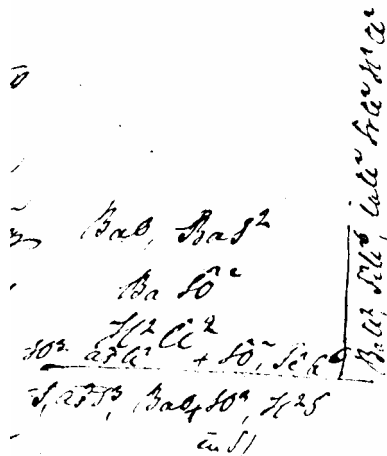
Formel 104 (Seite 147)



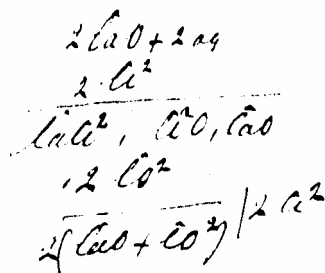
Formel 105 (Seite 147)



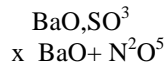
Formel 106 (Seite 147)



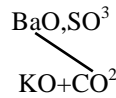
Formel 107 (Seite 148)



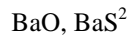
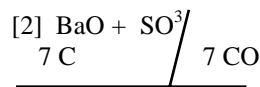
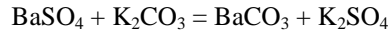
Formel 108 (Seite 155)



Formel nicht vollständig, gemeint ist die typische Fällung von Bariumsulfat im salpetersauren Medium

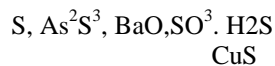
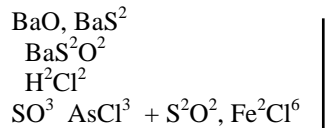


Soda-Aufschluss:

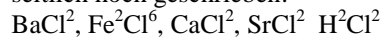


Reduktion von Bariumsulfat mit Kohle.

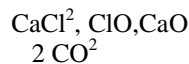
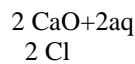
Formel ist stöchiometrisch richtig, allerdings nicht in dieser Form als einzige Reaktion



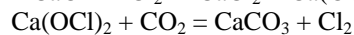
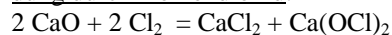
seitlich hoch geschrieben:

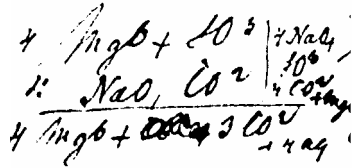


Keine Reaktionsgleichung, sondern eine Darstellung der einzelnen Komponenten bei einer Reaktion zur Gewinnung von Bariumchlorid.

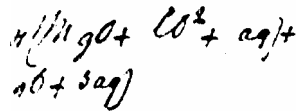


Herstellung von Chlorkalk und die Rückbildung durch Kohlendioxid:

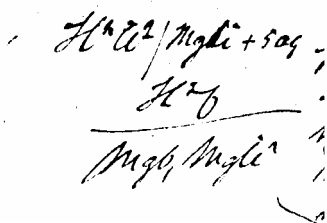




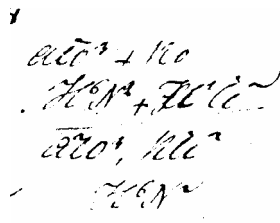
Formel 109 (Seite 157)



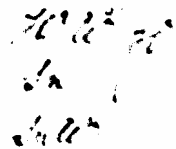
Formel 110 (Seite 157)



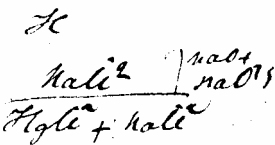
Formel 111 (Seite 159)



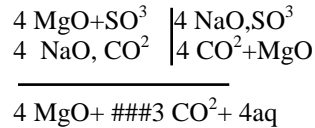
Formel 112 (Seite 160)



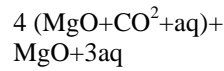
Formel 113 (Seite 166)



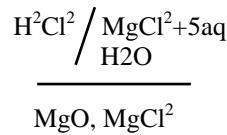
Formel 114 (Seite 173)



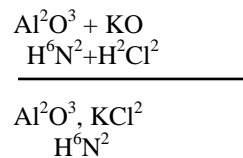
Formel zur Fällung des Magnesiumcarbonats, einer Mischform von Carbonat und Oxid (siehe Formel 110)



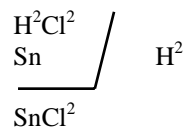
heute: bas. carbonat (Hydromagnesit; Magnesia alba) =  $4 \text{ MgCO}_3 \cdot \text{Mg(OH)}_2 \cdot 4 \text{ H}_2\text{O}$



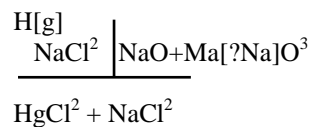
Beschreibung der Reaktion von Magnesiumchlorid und Wasser, heute:  
 $\text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Mg(OH)Cl} + \text{HCl}$



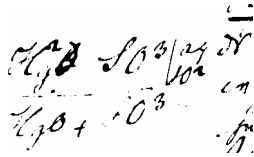
Fällung von Aluminiumoxid aus Kaliumaluminat mit Ammoniumchlorid:  
 $\text{Kal(OH)}_4 + \text{NH}_4\text{Cl} = \text{Al(OH)}_3 + \text{KCl} + \text{NH}_3$



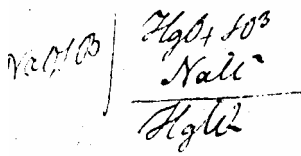
Auflösen von Zinn in Salzsäure:  
 $\text{Sn} + 2 \text{ HCl} = \text{SnCl}_2 + \text{H}_2$



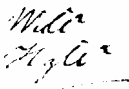
Völlig unklare Formel am Rand, hat auch wenig Übereinstimmung mit dem Text



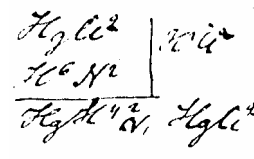
Formel 115 (Seite 174)



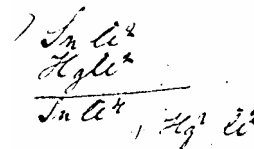
Formel 116 (Seite 176)



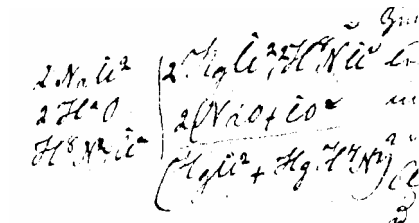
Formel 117 (Seite 177)



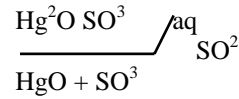
Formel 118 (Seite 177)



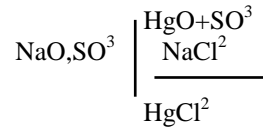
Formel 119 (Seite 177)



Formel 120 (Seite 180)



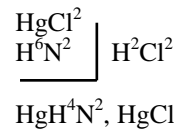
Formel unvollständig, es handelt sich um die Darstellung von Quecksilber-(II)-sulfat:  
 $\text{Hg}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{SO}_4 = 2 \text{HgSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$



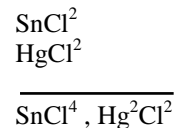
Fällung von Quecksilber(II)-chlorid aus dem Sulfat mit Kochsalz:  
 $\text{HgSO}_4 + 2 \text{NaCl} = \text{HgCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$



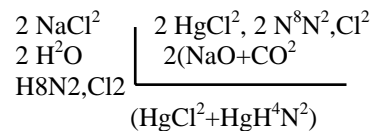
Gemeint der Chlorokomplex des Quecksilbers:  
 $\text{Na}_2[\text{HgCl}_4]$



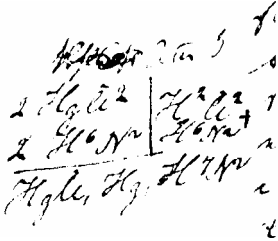
Darstellung von Quecksilberpräzipitat (siehe Arbeit Seite 109) =  $\text{Hg}(\text{NH}_2)\text{Cl}$



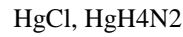
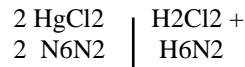
Reduktion von Quecksilber-(II)-chlorid durch Zinn-(II)-chlorid:  
 $\text{SnCl}_2 + 2 \text{HgCl}_2 = \text{SnCl}_4 + \text{Hg}_2\text{Cl}_2$



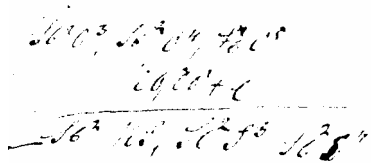
Darstellung von Quecksilberpräzipitat (siehe Arbeit Seite 109) =  $\text{Hg}(\text{NH}_2)\text{Cl}$



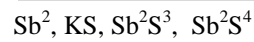
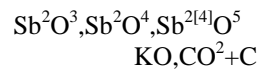
Formel 121 (Seite 180)



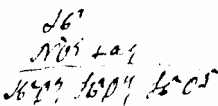
Weitere Darstellung von Quecksilberpräzipitat  
(siehe Arbeit Seite 109) =  $\text{Hg}(\text{NH}_2)\text{Cl}$



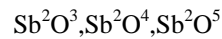
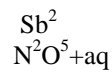
Formel 122 (Seite 185)



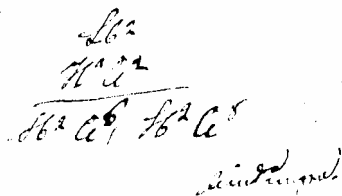
Formel passt nicht zum Text, wahrscheinlich  
müssen oben Sulfide gemeint sein.



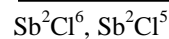
Formel 123 (Seite 186)



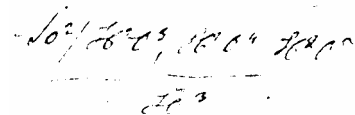
Oxidation von metallischem Antimon mit  
Salpetersäure zu den verschiedenen Oxiden:  
 $2 \text{Sb} + 4 \text{HNO}_3 = \text{Sb}_2\text{O}_5 + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_x$



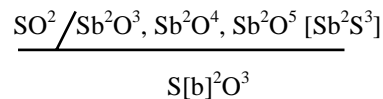
Formel 124 (Seite 186)



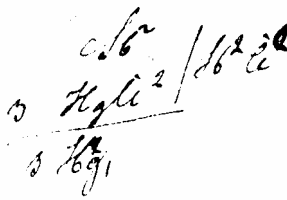
Lösen von metallischem Antimon mit Salzsäure  
zu den verschiedenen Chloriden, entweichender  
Wasserstoff fehlt:



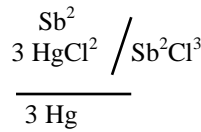
Formel 125 (Seite 187)



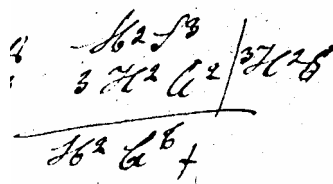
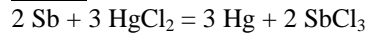
Formel unvollständig am Rand notiert, gemeint:  
 $4 \text{Sb}_2\text{S}_3 + 3 \text{Sb}_2\text{O}_5 + 3 \text{Sb}_2\text{O}_3 = 6 \text{Sb}_2\text{O}_3 + 12 \text{SO}_2$



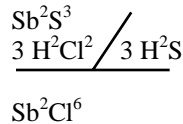
Formel 126 (Seite 190)



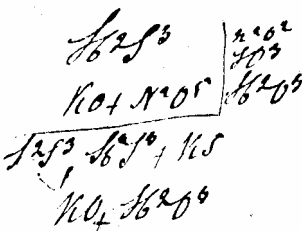
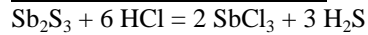
Trockene Darstellung von Antimon-(III)-chlorid:



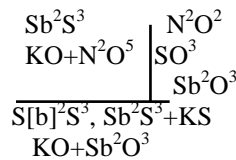
Formel 127 (Seite 191)



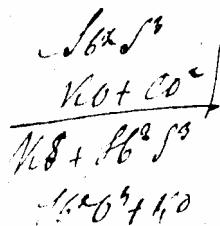
Nasse Darstellung von Antimon-(III)-chlorid aus dem Sulfid und Salzsäure:



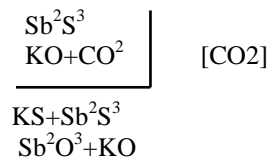
Formel 128 (Seite 192)



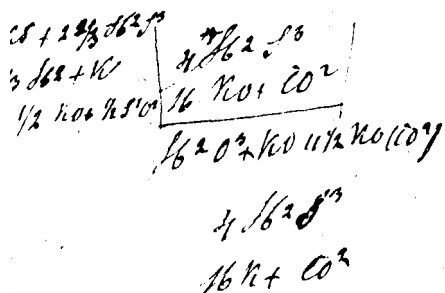
Reaktion von Antimon-(III)-sulfid mit Kaliumnitrat zu den unterschiedlichsten Verbindungen.



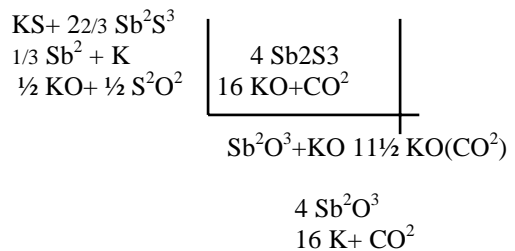
Formel 129 (Seite 192)



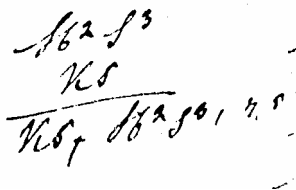
Reaktion von Antimon-(III)-sulfid mit Kaliumcarbonat zu Antimonaten und Thioantimonaten, stöchiometrisches Verhältnis und entweichendes Kohlendioxid fehlt



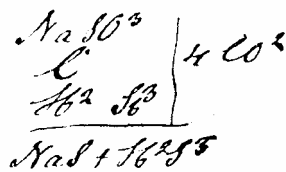
Formel 130 (Seite 192)



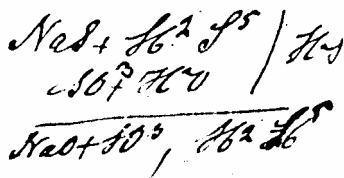
Reaktionen des Antimonsulfides mit Pottasche, es handelt sich nicht um eine Reaktionsgleichung im heutigen Sinn



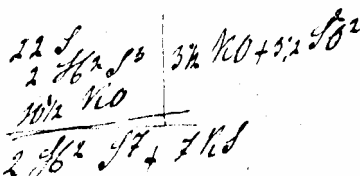
Formel 131 (Seite 192)



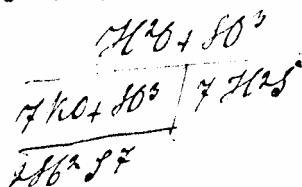
Formel 132 (Seite 193)



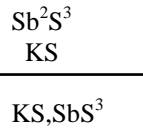
Formel 133 (Seite 193)



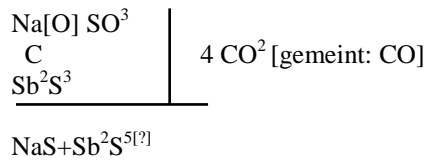
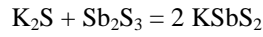
Formel 134 (Seite 194)



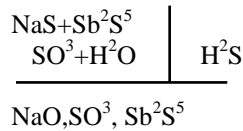
Formel 135 (Seite 194)



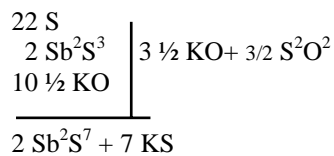
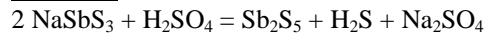
Lösen von Antimon-(III)-sulfid zum Thioantimonat:



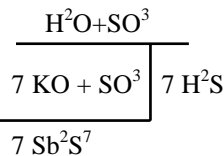
Darstellung von Antimonleber, keine Formel nach heutigem Verständnis sinnvoll.



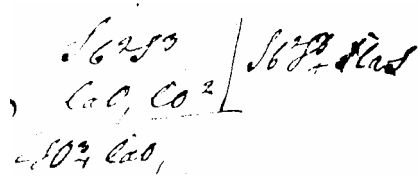
Fällung von Goldschwefel aus Natriumthio-(V)-antimonat:



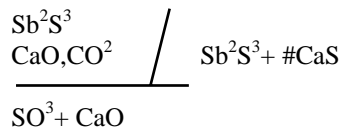
Reaktionen bei der Goldschwefelgewinnung



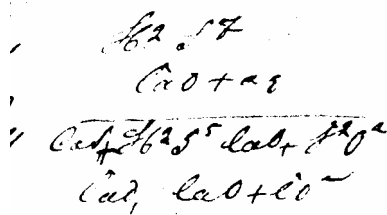
Fällungsreaktion bei der Goldschwefelgewinnung (speziell eine schwefelhaltiger Variante)



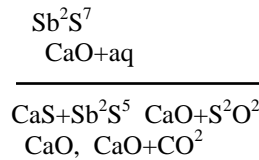
Formel 136 (Seite 195)



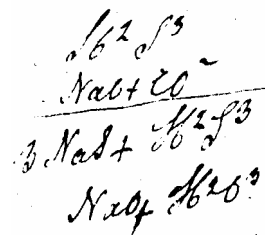
Darstellung von "Schwefelspießglanz Kalk"  
(keine Formel im heutigen Sinn)



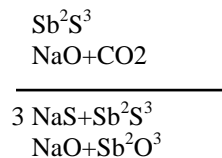
Formel 137 (Seite 195)



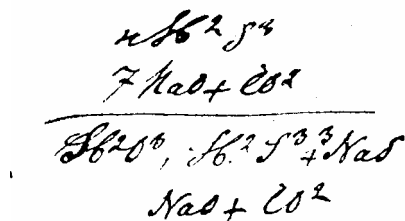
Darstellung von "Schwefelspießglanz Kalk"  
(keine Formel im heutigen Sinn)



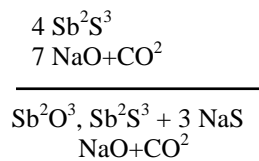
Formel 138 (Seite 196)



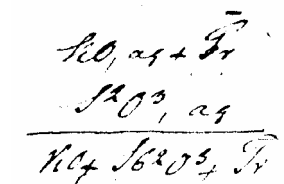
Formelartige Beschreibung der Darstellung von rotem Kermes (unvollständig)



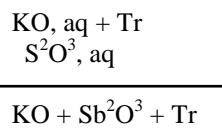
Formel 139 (Seite 197)



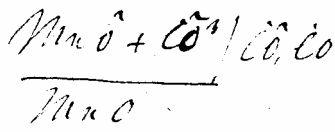
Formelartige Beschreibung einer weiteren Darstellung von rotem Kermes (unvollständig)



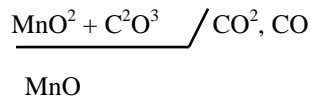
Formel 140 (Seite 199)



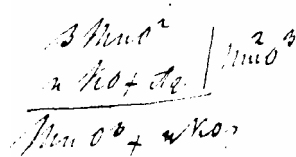
Versuch einer Beschreibung des "Brechwein-stein", einer komplexartigen Verbindung von Antimonat und Tartrat.



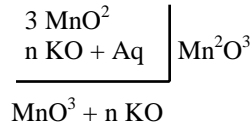
Formel 141 (Seite 201)



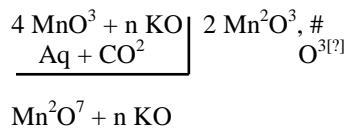
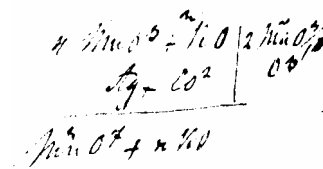
Formel ist unklar und unvollständig, im Text wird eine Reaktion von Manganoxid, Oxalsäure und Kohlenstoff beschrieben.



Formel 142 (Seite 204)

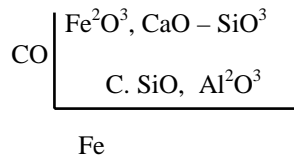
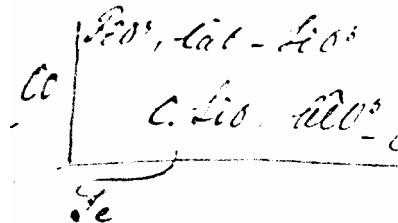


Disproportionierung von Braunstein:  
 $4 \text{MnO}_2 + 2 \text{OH}^- = 2 \text{MnO}_3^- + \text{Mn}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$



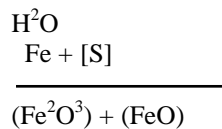
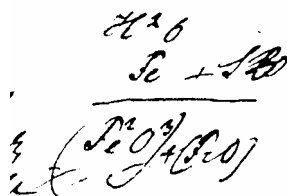
Formel 143 (Seite 204)

Disproportionierung von Mangansäure:  
 $4 \text{MnO}_3^- + 2 \text{H}^+ = 2 \text{MnO}_4^- + \text{Mn}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$



Formel 144 (Seite 205)

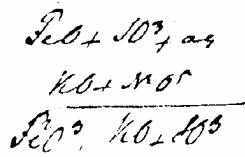
Grobe Darstellung des Hochofenprozess, keine Angabe im stöchiometrischen Verhältnis:  
 $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{C} = 2 \text{Fe} + 3 \text{CO}$



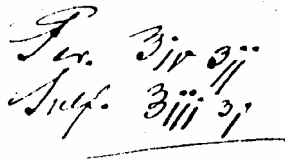
Formel 145 (Seite 207)

Beschrieben wird die Bildung von Rost, der entstehende Wasserstoff fehlt

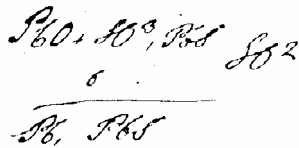




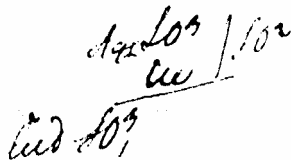
Formel 146 (Seite 209)



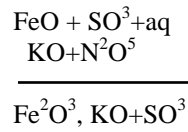
Formel 147 (Seite 216)



Formel 148 (Seite 221)



Formel 149 (Seite 228)

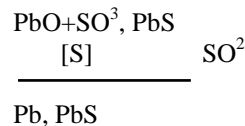


Trockene Oxidation von Eisenoxid mit Salpeter:  
 $2 \text{FeO} + \text{KNO}_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_2$

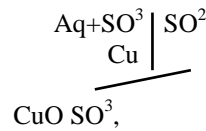
Fer. (Apothekergewicht)

Sulf. (Apothekergewicht)

Mengenverhältnis für die Reaktion von Eisen mit Schwefel zum Eisensulfid:  
 $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$

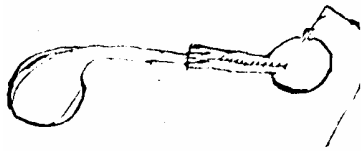


Rösten von Bleisulfid zu Bleisulfat:  
 $\text{PbSO}_4 + 2 \text{PbS} = \text{Pb} + \text{PbS} + 2 \text{SO}_2$



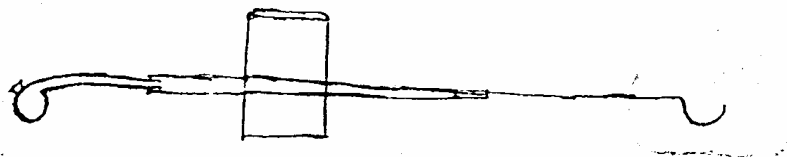
Auflösen von Kupfer in konzentrierter Schwefelsäure:  
 $\text{Cu} + 2 \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$

## 9.2.2 Zeichnungen vom Rand der Mitschrift

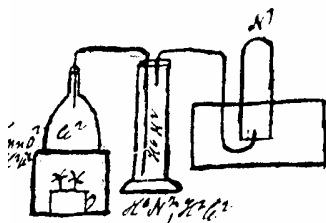


**Zeichnung 1 + 2 (Seite 14)**  
Retorte zur Sauerstoffgewinnung

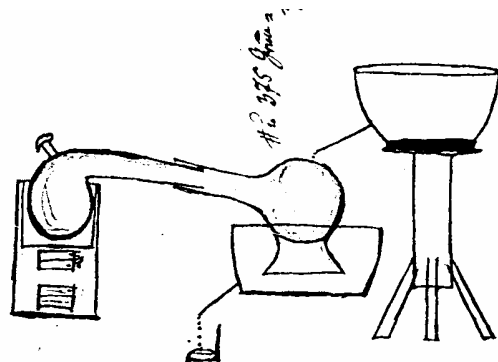
**Zeichnung 3 (Seite 15)**  
Sauerstoffgewinnung aus Superoxiden und Säure



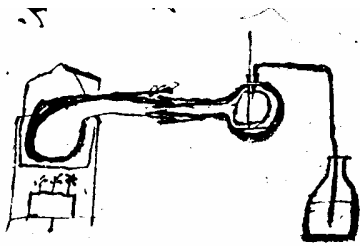
**Zeichnung 4 (Seite 19)**  
Gewinnung von Wasserstoff aus Wasserdampf im Flintenlauf an einem Eisendraht



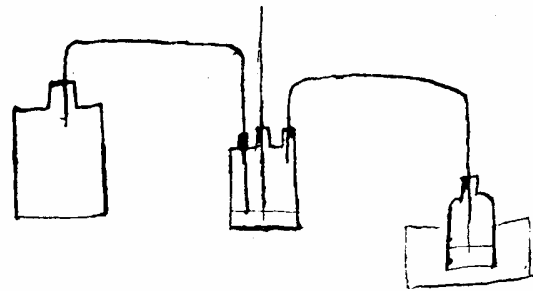
**Zeichnung 5 (Seite 24)**  
Darstellung von Stickstoff aus Ammoniak und Chlor



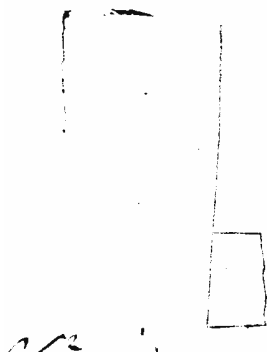
**Zeichnung 6 (Seite 27)**  
Destillation von Distickstoffpentaoxid aus Kaliumnitrat und Schwefelsäure



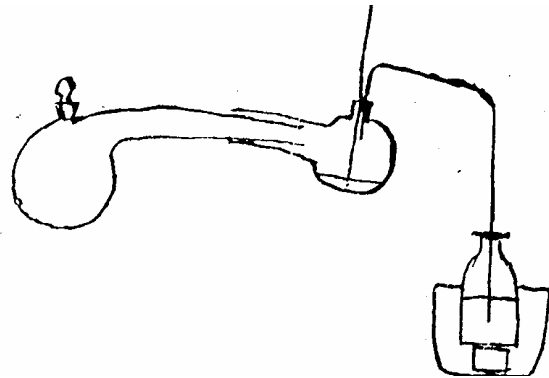
**Zeichnung 7 (Seite 34)**  
Herstellung von Ammoniak aus  
Salmiak und Calciumoxid



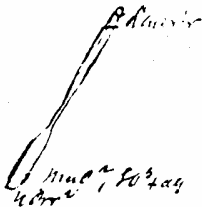
**Zeichnung 8 (Seite 36)**  
Destillation von Ammoniakwasser



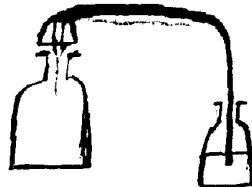
**Zeichnung 9 (Seite 40)**  
Darstellung von Chlorwasser



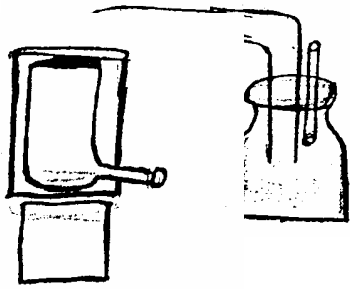
**Zeichnung 10 (Seite 42)**  
Herstellung von Salzsäure aus Kochsalz und  
Schwefelsäure



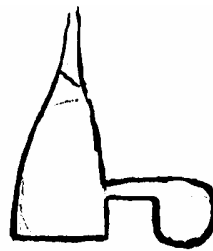
**Zeichnung 11 (Seite 47)**  
Bestimmung von Brom in der Reduk-  
tionsröhre, von Wackenroder entdeckt



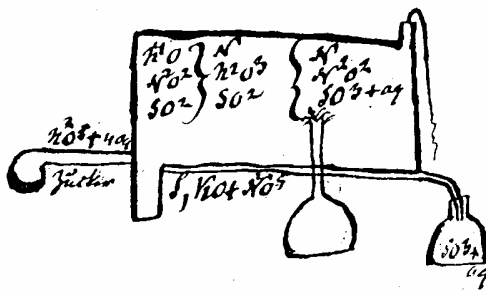
**Zeichnung 12 (Seite 54)**  
Darstellung von Flusssäure



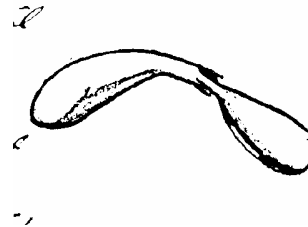
**Zeichnung 13 (Seite 55)**  
Gewinnung von Schwefel



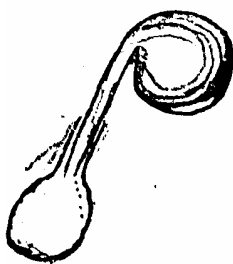
**Zeichnung 14 (Seite 55)**  
Destillation von Schwefel



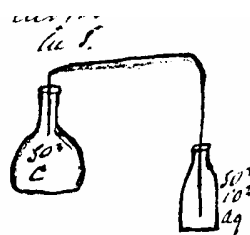
**Zeichnung 15 (Seite 58)**  
Schwefelsäureherstellung im Bleikammer-Verfahren



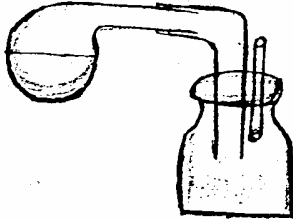
**Zeichnung 16 (Seite 60)**  
Herstellung von Schwefelsäure nach dem Hordhäuser-Verfahren



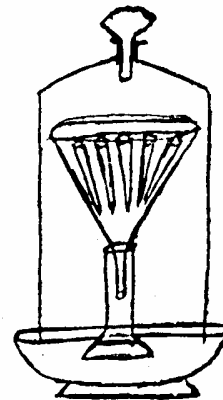
**Zeichnung 17 (Seite 61)**  
Schwefelsäureherstellung im Labormaßstab



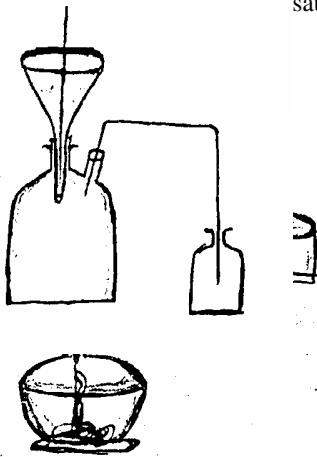
**Zeichnung 18 (Seite 66)**  
Darstellung schwefliger Säure im Labor



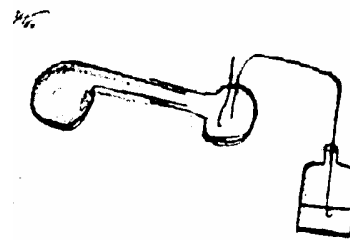
**Zeichnung 19 (Seite 79)**  
Phosphorgewinnung aus Phosphorsäure und Kohlenstoff



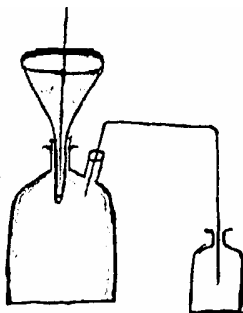
**Zeichnung 20 (Seite 84)**  
Unterphosphorsäuregewinnung im Labor



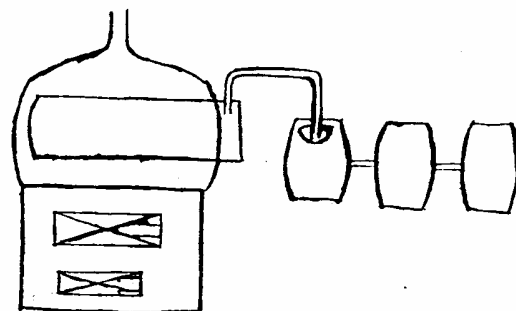
**Zeichnung 21 (Seite 90)**  
Darstellung von Schwefelwasserstoff im Labor



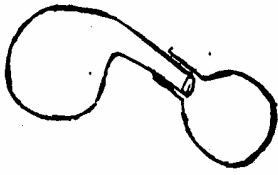
**Zeichnung 22 (Seite 98)**  
Darstellung von Kieselfluorwasserstoffsäure



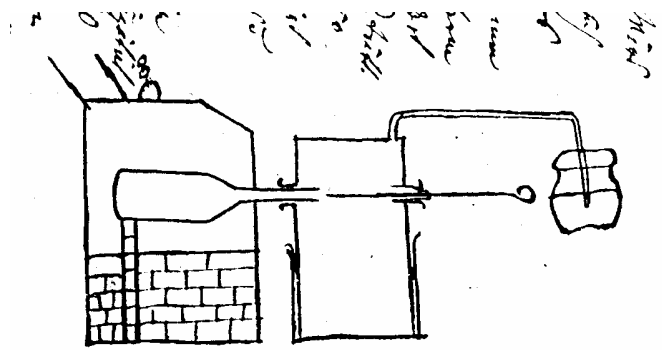
**Zeichnung 23 (Seite 108)**  
Herstellung von Kohlendioxid im Labor



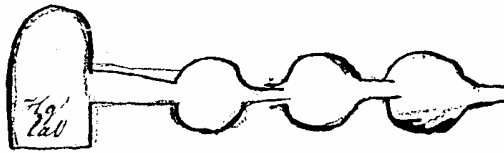
**Zeichnung 24 (Seite 113)**  
Trockene Destillation von Salmiak



**Zeichnung 25 (Seite 117)**  
Darstellung von Kohlensaurem Ammoniak  
(Hirschhornsalz)



**Zeichnung 26 (Seite 120)**  
Gewinnung von Kalium



**Zeichnung 27 (Seite 168)**  
Technische Quecksilbergewinnung



**Zeichnung 28 (Seite 168)**  
Technische Quecksilbergewinnung



**Zeichnung 29 (Seite 179)**  
Sublimation von Quecksilber-I-chlorid



**Zeichnung 30 (Seite 208)**  
Reduktion von Eisenoxid im Wasserstoff

## 9.2.2 Zeichnungen vom Rand der Mitschrift

100 Grm HgO, Glühen geben 5110,0 c.c. O.  
 100 - MnO<sup>2</sup> - - - 8376 c.c. O.  
 100 - Superoxyd + SO<sup>3</sup> - 12,866 c.c. O.  
 100 - KOCrO<sup>5</sup> + SO<sup>3</sup> - 11,028 c.c. O.  
 100 - KO, MnO<sup>5</sup> durch Gln. 27,365 c.c. O.

100 Grmm HgO, Glühen geben 5110,0 c.c. O  
 100 - MnO<sup>2</sup> - - - 8376 c.c. O  
 100 - Superoxyd + SO<sup>3</sup> - 12,866 c.c. O  
 100 - KOCrO<sup>5</sup> + SO<sup>3</sup> - 11,028 c.c. O  
 100 - KO, MnO<sup>5</sup> durch Gln. 27,365 c.c. O

Tabelle 1 (Seite 15)

Menge des Entwickelten Sauerstoffes aus den verschiedenen Oxiden

H<sub>2</sub>O 35 Lb. 3x  
 { H<sub>2</sub>O 15 Lb. 2x  
 { SO<sub>2</sub>+2x 33 Lb. 3xiii  
 -----  
 H<sub>2</sub>O 4 Lb. 3x  
 H<sub>2</sub>O 8 Lb. 2xiii.

Tabelle 2 (Seite 27)

Einwaagen für die Gewinnung von Salpetersäure (die Angaben sind in Apothekengewichten)

H<sub>2</sub>O 300 Grm = 3xviii 3x  
 CaO 300 Grm = 3xviii 3x  
 H<sub>2</sub>N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>+Ca 300 Grm = 3xviii 3x  
 H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 300 Grm = 3xviii 3x  
 -----  
 3x H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> H<sub>2</sub>O 3x  
 3x H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 3xviii 3x

Tabelle 3 (Seite 36)

Einwaagen für die Gewinnung von Ammoniakwasser (die Angaben sind in Apothekengewichten)





### 9.3. Geburtsurkunde

#### 9.3.1 Original

Ich, Emil Heinrich Ernst Saenger, Bürgermeister  
Apostol zu Himmeld, zeu nicht Vasa aus der Off  
vab. am 19. December 1859 aus dem Ehepaar Johanne  
Friedrich Christian Saenger, gemäss dem Verlobt der  
Arznei- Wissenschaft geachteten Arzt und Antb.  
officiell für und vor dem lebenden Frau Magdalena  
Dorothea Saenger, geborenen Treuner, ist geboren am  
zweiten August des laufenden Jahres folgende  
2. August 1859

und am 4ten deselben Monats und Tages ge-  
taucht worden. Die Taufzeugen waren:

1. Jungfr. Elisabethen Friedl. Ersolina Treuner,  
mutter des Jüngst. Friedrich Ernst Treuner,  
gemäss dem Verlobt. der Medizin und feierlichen  
Antb. off. ist der lebendige jüngste Sohn.
2. Hr. Johann Heinrich Ernst Saenger, Arzt,  
hier in Frankfurt am Main.
3. Hr. Vasa Christian Maria Worm, Sohn des  
Hr. Nicol Worm, Vorsteher des Erb-  
hofes in Grotzen.

Worüber die kirchliche Beurteilung wurde auf  
Grund des Kircheneinführungsbuches ausgestellt.

Königsberg den 15. April 1865.

Königliche Regierung, Pfarramt  
J. Zippert.

### 9.3.2 Transkription

Herr Emil Heinrich Ernst Saenger, Bürger und Apotheker zu Ilmenau, zweiter Sohn aus der Ehe des am 19. Dezember 1857 verstorbenen Hr. Johann Friedrich Christian Saenger gewesenen Doctors der Arznei=Wissenschaft, practisch Arztes und Amts=physikus hier und der noch lebenden Frau Magdalene Dorothee Saenger, geborenen Treuner, ist geboren am  
2. August 1817

und am 4 ten desselben Monats und Jahres ge=tauft worden. Die Taufzeugen waren:

- 1, Jungfr. Christiane Emilie Carolina Treuner  
weiland Herrn Traugott Friedrich Ernst Treuner  
gewesenen Doctors der Medizin und hiesigem  
Amtsphysicus hinterlassenen jüngsten Tochter.
- 2, Hr. Johann Heinrich Christoph Saenger, Apo=theker in Frankfurt am Main.
- 3, Fr. Sophie Ernestine Marie Worm, Herrn Jo=hann Nicol Worm, Oberförster in Curs=dorf[,] Ehegattin

Vorstehende kirchliche Nachrichten wurden auf Grund des Kirchenbuchs pfarramtlich verbürgt.

Königsee den 15. April 1865  
Fürstlich Scharzburg[.] Pfarramt  
J.Tischer

#### 9.4. Schreiben an den Präfixat der Leopoldina

### 9.4.1 Original

brand. 1/2, 1/4

28/12/11210

270

Lebenswunder sein wird!

1530

Uebrig die gütige Zusage, die Erlaubnis eines Platzes in der  
Academia Carolina Expedition Carolina naturae connoverum bin ich  
auf das allergnädigste dankend und anerkennend worden. Zudem ist Herr  
Herr Präsident, für die vielen werthvollen Rath für die dem vorerwähnten  
Herrn Gesellschaftswill anzuwenden, woraus ich die gütige meine Begehr ab,  
dieser alten und feinen Akademie nach Dresden zu übersiedeln zu werden.

Es mußt auf mich wirken, bei dem Gedanken der Gelegenheit der Alt-  
erthümer zu geringen Beiträgen zu übergeben! Ich jetzt selbst  
ist mir nur, für die Bibliothek der Alt-erthümer einige Geschenke zu  
übergeben, neuzeitlich:

*Commentatio de Anthelminticis regni vegetabilis.*

Charakteristik der anorganischen Salze und Säuren.

4. der organischen stickstofffreien säuren.

Anleitung zur qualitativen chemischen Analyse.

Die meisten Briefe will ich noch als einen geringen Zu-  
satz zu den übrigen der Abreise gütig aufzunehmen, und die Ver-  
sicherung der größten Freundschaft und Ehrfurcht zu zeugen, und  
manche ich die Ihr sehr zu befehlen.

Jan.,  
N. 29. December, 1843.

glü: Kugelnstichbona  
genz ungenau  
Dr. G. Martensche,  
Kugelnstich und Kugelnstich.

Deutsche Akademie der Naturforscher

## LECTURE 2018A

Emil-Augustine-Straße 35  
D - 36109 Halle (S.)

## 9.4.2 Transkription

Hochzuverehrender Herr Präfickat !

Durch die gütige Zusendung des Originals meines Mitglieds der Academia Caesarea Leodoldina-Carolina naturrae eanosorum bin ich auf das Angenehmste überrascht und erfreut worden. Indem ich Ihnen, Herr Präfickat, hiermit meinen verbindlichsten Dank für die mir erwiesenen Ehre hochachtungsvoll ausdrücke, versichere ich Sie zugleich meines Bestrebens, dieser alten und freien Akademie nach Kräften nützlich zu werden.

Ich werde nicht verhehlen, bei vorkommender Gelegenheit den Actes der Akademie geeignete Beiträge zu übergeben. Denn jetzt erlaube ich mir nur, für die Bibliothek der Akademie einige Schriften zu übersenden, namentlich:

- Commentatio de Anttelminthicis regni vegetabilis  
**1** Charakteristik der unorganischen Salzbasen und Säuren  
der organischen stickstofffreien Säuren  
Anleitung zur qualitativen chemischen Analyse.

Diese wenigen Schriften bitte ich vorerst als einen geringen Zuwachs der Bibliothek der Akademie gütigst aufzunehmen, und die Versicherung der größten Hochachtung und Verehrung zu genehmigen, mit welcher ich die Ehre habe zu beharren[.]

Jena,  
d. 29. Dezember, 1843

Eu: Hochwohlgeboren  
ganz ergebener  
Dr. H. Wackenroder  
Hofrath und Professor.

**1** = Bemerkung am Rand, von einer anderen Schrift

**2** noch:

Betäge zur Kenntnis[?] des  
Jeneister[?] Flötzgebirges  
autorisierte Skizze der Alten[?].  
[?]bensteiner Mineralquelle  
1. April.45

## 10 Quellen- und Literaturverzeichnis

### 10.1 Ungedruckte Quellen

KARTEI DER PUBLIKATIONEN: Heinrich Wilhelm Ferdinand Wackenroders.  
Institut für Geschichte der Pharmazie, Philipps-Universität Marburg.

SÄNGER, HEINRICH: Pharmazie, vorgetragen von Herrn Hofrath Wackenroder. [Mitschrift WS 1846]. Jena 1846.  
Institut für Geschichte der Medizin, Naturwissenschaften und Technik, Ernst Haeckel Haus, Friedrich Schiller Universität Jena, EHH Med. 1, 900.

STOLZ, RÜDIGER: Glossar, alte chemische und pharmazeutische Begriffe. Jena o. J.  
(Privatbesitz Prof. Dr. rer. nat. Rüdiger Stolz, Am Kochersgraben 10, 07749 Jena).

WACKENRODER, HEINRICH WILHELM FERDINAND: Unveröffentlichte Briefe an Johann Bartholomäus Trommsdorff Briefe aus dem Nachlass von Trommsdorff, 1827–1837.  
- Göttingen 26. November 1826; Bitte um eine Veröffentlichung.  
- Göttingen 19. Januar 1827; Arbeit über Corrydalin in Kastners's Archiv.  
- Burgdorf 16. Februar 1827; Abhandlung über Cinae.  
- Jena 28. Dezember 1829; Empfehlung eines Pharmaceuten.  
- Jena 3. Januar 1837; über Revision und Ausbildung.  
Handschriftenabteilung der Staatsbibliothek zu Berlin – Preußischer Kulturbesitz.

--: Brief an den Präfikat der Academia Caesarea Leopoldina vom 29. Dezember 1843.  
Archiv der Deutschen Akademie der Naturforscher Leopoldina, Halle; Materialmappe zu 1530.

### 9.5.2 Gedruckte Quellen und Literatur

ADLUNG, Alfred / Georg URDANG: Grundriß der Geschichte der deutschen Pharmazie. Berlin 1935.

AIGNER, Walter: Die Beiträge des Apothekers Johann Friedrich August Göttling (1755–1809) zur Entwicklung der Pharmazie und Sauerstoffchemie. Diss. rer. nat. München 1985.

ANTHON, Ernst Friedrich: Handwörterbuch der chemisch-pharmazeutischen und pharmakognostischen Nomenklaturen, oder Uebersicht aller lateinischen, deutschen und französischen Benennungen der chemisch-pharmazeutischen Präparate, so wie der im Handel vorkommenden rohen Arzneistoffe, für Aerzte, Apotheker und Droguisten. Nürnberg 1833.

ASCHOFF, Ludwig / Paul DIEPGEN / Heinz GOERKE: Kurze Übersichtstabelle zur Geschichte der Medizin. Berlin/Göttingen/Heidelberg 1960.

BECKER, Helmut: Roter Graben 10. Herzogenrath 1983.

BERZELIUS, Jöns Jacob: Lehrbuch der Chemie. Übersetzt von Friedrich Wöhler. 4 Bde, Dresden 1825–1831.

BEYER, Hans: Organische Chemie. 18. Auflage, bearbeitet von Wolfgang Walter, Stuttgart 1976.

BEYERLEIN, Berthold: Die Entwicklung der Pharmazie zur Hochschuldisziplin (1750–1875). Ein Beitrag zur Universitäts- und Sozialgeschichte. (Quellen und Studien zur Geschichte der Pharmazie, Bd 59) Stuttgart 1991 (zugleich Diss. rer. nat. Marburg 1990).

BERTHELOT, Pierre Eugène Marcellin: Chimie organique fondée sur la Synthèse. Paris 1860.

BILLIG, Christine: Pharmazie und Pharmaziestudium an der Universität Gießen. (Quellen und Studien zur Geschichte der Pharmazie, Bd 67) Stuttgart 1994 (zugleich Diss. rer. nat. Marburg 1992).

BOTSCH, Walter: Justus von Liebig und der Begriff Lebenskraft. In: Mitteilungen der Fachgruppe Geschichte der Chemie. Hrsg. von der Gesellschaft Deutscher Chemiker, Bd 15, Frankfurt a. M. 2000, S. 113–117.

BRANDT, Peter (Bearb.): Preussen. Zur Sozialgeschichte eines Staates. Eine Darstellung in Quellen. (Preussen – Versuch einer Bilanz. Katalog. Bd 3). Reinbeck bei Hamburg 1981.

- BROCK, William H.: Viewegs Geschichte der Chemie. Braunschweig/Wiesbaden 1997.
- BUGGE, Günther (Hrsg.): Das Buch der großen Chemiker. Berlin 1929; 6. unveränderter Nachdruck: Weinheim 1984.
- CHEMNITIUS, Fritz: Die Chemie in Jena von Rolfinck bis Knorr. Jena 1929.
- CORDIER, Victor: Die chemische Zeichensprache einst und jetzt. Graz 1928.
- CROSLAND, Maurice P.: Historical Studies in the Language of Chemistry. London/Melbourne/Toronto 1962.
- DANN, Georg Edmund: Was ist Pharmaziegeschichte? In: Wolfgang-Hagen Hein (Hrsg.): Vorträge der Hauptversammlung in Luxemburg. (Veröffentlichungen der Internationalen Gesellschaft für Geschichte der Pharmazie e. V., N. F., Bd 36) Stuttgart 1970, S. 9–16.
- : Martin Heinrich Klaproth, ein deutscher Apotheker und Chemiker; sein Weg und seine Leistung. Berlin 1958.
- DANNEMANN, Friedrich: Die Naturwissenschaften in ihrer Entwicklung. Leipzig 1919.
- DIECKMANN, Hans: Geschichte und Probleme der Apothekerausbildung in erster Linie in Frankreich und Deutschland. (Veröffentlichungen der Internationalen Gesellschaft für Geschichte der Pharmazie, N.F., Bd 5). Frankfurt a. M. 1954 (zugleich Diss. rer. nat. Paris 1952).
- DILG, PETER: Die Apotheke als Forschungsstätte. *Berichte zur Wissenschaftsgeschichte* (2000), 303–315.
- DÖBEREINER, Johann Wolfgang: Lehrbuch der allgemeinen Chemie. Jena 1811.
- : Beiträge zur physikalischen Chemie. Jena 1825.
- : Grundriß der allgemeinen Chemie zum Gebrauche bei seinen Vorlesungen. Jena 1826.
- : Grundriß der allgemeinen Chemie zum Gebrauche bei seinen Vorlesungen. Anfangsgründe der Chemie und Stöchiometrie. Jena 1826.
- : Deutsches Apothekerbuch. Stuttgart 1842–1847.
- DÜFLER, Kurt: Gebräuchliche Abkürzungen des 16.–20. Jahrhunderts. (Veröffentlichung der Archivschule Marburg – Institut für Archivwissenschaft, Bd 1) 3. Auflage, Marburg 1973.
- DUFLOS, Adolf: Theorie und Praxis der pharmaceutischen Experimentalchemie oder erfahrungsmässige Anweisung zur richtigen Ausführung und Würdigung in den

- pharmaceutischen Laboratorien vorkommenden pharmazeutisch- und analytisch-chemischen Arbeiten. Zweite durchaus umgearbeitete Ausgabe, Breslau 1843.
- : Chemisches Apothekerbuch. Theorie und Praxis der in pharmaceutischen Laboratorien vorkommenden pharmaceutisch-, technisch- und chemischen Arbeiten. Breslau 1867.
- DULK, Friedrich Philipp: Die Preussische Pharmacopoe (Pharmacopoea Borussia). Reutlingen 1833.
- DUMAS, Jean Baptiste: Handbuch der angewandten Chemie. Nürnberg 1830.
- EBERHARDT, Gunter: G. F. Walz, 1813–1862, Apotheker, Forscher, Revolutionär. (Heidelberger Schriften zur Pharmazie- und Wissenschaftsgeschichte, Bd 4), Stuttgart 1990 (zugleich Diss. rer. nat. Heidelberg 1989).
- ENGEL, Brita: Martin Heinrich Klaproth. Chemie nach der Abschrift von Arthur Schopenhauer nebst dessen Randbemerkungen, Winter 1811/12. Berlin 1993.
- : Martin Heinrich Klaproth. Chemie nach der Abschrift von Stefan Friedrich Barez. Winter 1807/08. Berlin 1994.
- ENGELS, Siegfried / Alois NOWAK: Auf der Spur der Elemente. Leipzig 1983.
- ENGELS, Siegfried / Rüdiger STOLZ (Hrsg.): ABC Geschichte der Chemie. Leipzig 1989.
- FERCHL, Fritz: Chemisch Pharmazeutisches Bibliographikon. Mittenwald 1937.
- FREDERKING, Carl: Grundzüge der Geschichte der Pharmazie und derjenigen Zweige der Naturwissenschaft, auf welchen sie basirt. Göttingen 1874.
- FRESENIUS, Carl Remigius: Anleitung zur qualitativen chemischen Analyse. Braunschweig 1844.
- FRIEDRICH, Christoph: Wissenschaftliche Schulen in der Pharmazie. Teil 1: Zur Theorie und Methodik der Untersuchung wissenschaftlicher Schulen in der Pharmazie. *Pharmazie* 43 (1988) H 4, 274–277.
- : Zur gesellschaftlichen Stellung des Apothekers in Deutschland zwischen 1800 und 1870. *Pharmazie* 46 (1991), 287–290.
- : Zur Herausbildung der Pharmazeutischen Analytik an den deutschen Universitäten im 19. und 20. Jahrhundert. *Pharmazie* 47 (1992/a) H 12, 935–941.
- : Der Einfluß von Apothekern auf die Disziplingenese von Pharmazie und Chemie. *Pharmazie* 47 (1992/b) H 7, 541–546.
- : Zur Edition von Briefen und privaten Schriften. *Pharmazeutische Zeitung* 138 (1993), 2747–2752.



- : Die gesellschaftliche Stellung des Apothekers im Wandel der Zeit. *Deutsche Apotheker Zeitung* 134 (1994), 4086–4097.
- : Pharmazeuten rund um Goethe. *Pharmazeutische Zeitung* 144 (1999), 3303–3311.
- : Justus von Liebig und die Pharmazie. *Pharmazeutische Zeitung* 148 (2003), 1634–1638.
- / Stefan BEHNSEN: Der Beitrag deutscher Apotheker zur Chemischen Revolution an der Wende vom 18. Zum 19. Jahrhundert. *Pharmazie* 45 (1990) H 2, 128–130.
- / Axel-Steffen HONIG: Wissenschaftliche Schulen in der Pharmazie. Teil 6: Heinrich Wilhelm Ferdinand Wackenroder und sein Schülerkreis. *Pharmazie* 48 (1993) H 6, 475–463.
- GMELIN, Leopold: Handbuch der Chemie. 4. Auflage, 8 Bde + 1 Supplement-Bd, Heidelberg 1843–1870.
- GMELIN, Johann Friedrich: Geschichte der Chemie, seit des Wiederauflebens der Wissenschaft bis an das Ende des 18. Jahrhunderts. Göttingen 1797–1799; Nachdruck: Hildesheim 1974.
- GÖTZ, Wolfgang: Zu Leben und Werk von Johann Bartholomäus Trommsdorff (1770–1837). Darstellung anhand historischem unveröffentlichtem Archivmaterials. (Quellen und Studien zur Geschichte der Pharmazie, Bd 16) Würzburg 1977 (zugleich Diss. rer. nat. Marburg 1977).
- GÖTTLING, Johann Friedrich August: Vollständiges chemisches Probir-Cabinet. Jena 1790.
- : Handbuch der Pharmazie. Handbuch der theoretischen und praktischen Chemie. 3 Bde, Jena 1798–1800.
- GÜNTHER, Johannes: Lebensskizzen der Professoren der Universität Jena seit 1558 bis 1858. Jena 1858.
- HANKE, Philipp: Leitfaden zur Vorbereitung auf die Preußische Apotheker-Gehilfen-Prüfung. In Fragen entworfen für einen Eleven der Pharmacie. Berlin 1841; Faksimilenachdruck zum Deutschen Apothekertag, Stuttgart 1970.
- HAUPT, Bettina: Deutschsprachige Chemielehrbücher 1775–1850. (Quellen und Studien zur Geschichte der Pharmazie, Bd 35) Stuttgart 1987 (zugleich Diss. rer. nat. Marburg 1987).
- HELLMUTH, Hertha: Wackenroders Berufung zum Apothekeninspektor in Sachsen-Altenburg im Jahre 1850. *Pharmazeutische Praxis* 40 (1985) H 3, 110–112.
- : Heinrich Wilhelm Ferdinand Wackenroder 8. März 1798 – 14. September 1854. *Pharmazie* 35 (1980) H 5/6, 321–323.

- HICKEL, Erika: Arzneimittel-Standardisierung im 19. Jahrhundert in den Pharmakopöen Deutschlands, Frankreichs, Großbritanniens und der Vereinigten Staaten von Amerika. Stuttgart 1973 (zugleich Habilitationsschrift Technische Universität Braunschweig 1971).
- : Der Apothekerberuf als Keimzelle naturwissenschaftlicher Berufe in Deutschland. *Medizinhistorisches Journal* 13 (1978), 259.
- HOFF, Norbert: Pharmazeutische Vereine und Gesellschaften von 1774 bis 1872; ihre Geschichte unter besonderer Berücksichtigung der wissenschaftlichen Leistung. Diss. rer. nat. Marburg 1975 (maschinenschriftlich).
- HOLLEMAN Arnold Frederik/ Nils WIBERG (Bearb.): Lehrbuch der anorganischen Chemie. 10. Auflage, Berlin/New York 1985.
- HOM, Wolfgang: Pharmazie und Pharmakologie an der Universität Jena von 1548/58 bis 1854/64. Diss. rer. nat. Jena 1975 (maschinenschriftlich).
- HONIG, Axel-Steffen: Heinrich Wilhelm Wackenroder (1798–1854) und sein Schülerkreis. Diplomarbeit Greifswald 1990 (maschinenschriftlich).
- HORN, Anton Ludwig Ernst: Handbuch der praktischen Arzneimittellehre für Ärzte und Wundärzte. Berlin 1803.
- KELLER, Otto: Hundert Jahre wissenschaftliche Pharmazie in Jena. *Pharmazeutische Zeitung* 74 (1929), 585–588.
- KIRCHBERGER, Paul: Die Entwicklung der Atomtheorie. Karlsruhe 1922.
- KOPP, Herrmann: Die Entwicklung in der Chemie in der neueren Zeit. München 1873.
- KRAFFT, Fritz: Geschichte der Naturwissenschaft – Die Begründung einer Wissenschaft von der Natur durch die Griechen. Freiburg 1971.
- KRISCHKE, Berthold: Geschichte des Deutschen Apotheker-Vereins von 1820 bis 1932. Berlin 1932.
- LAUPHEIMER, Peter: Phlogiston oder Sauerstoff. Die Pharmazeutische Chemie in Deutschland zur Zeit des Übergangs von der Phlogiston- zur Oxidationstheorie. (Quellen und Studien zur Geschichte der Pharmazie, Bd 63) Stuttgart 1994 (zugleich Diss. rer. nat. Marburg 1992).
- LIEBEN, Fritz: Geschichte der physiologischen Chemie. Leipzig/Wien 1935.
- LIEBIG, Justus von: Handbuch der Chemie. 2Bde, Heidelberg 1843.
- : Die Thier-Chemie oder die organische Chemie in ihrer Anwendung auf Physiologie und Pathologie. Braunschweig 1843.

- : Experimentalchemie, vorgetragen von Prof. Dr. v. Liebig. Aufgeschrieben seitens A. Kekulé, stud. Chem. 1848; photographische Reproduktion: Berlin 1920.
- LINKE, Dietmar: Johann Wolfgang Döbereiner (1780–1849) – Chemiker, Pharmazeut und Technologe. *Nachrichten aus der Chemie* 47 (1999) H 3, 326–327.
- LUDWIG, Hermann / Eduard REICHARD: Laudatio. *Archiv der Pharmazie* 135 (1856), 101.
- LÜSCHEN, Hans: Namen der Steine. München 1968.
- MASON, Stephan Finley: A history of science. Main currents of scientific thought. London 1953.
- : Geschichte der Naturwissenschaft in der Entwicklung ihrer Denkweisen. Unveränderter Neudruck der unter Mitwirkung von Klaus M. Meyer-Abich von Bernhard Sticker † besorgten deutschsprachigen Ausgabe (1974), Bassum 1997.
- MEINEL, Christoph: Zur Sozialgeschichte des chemischen Hochschulfaches im 18. Jahrhundert. *Berichte zur Wissenschaftsgeschichte* 10, (1987), 147–168.
- MEYER, Lothar (Hrsg.): Die Anfänge des natürlichen Systems der chemischen Elemente. Leipzig 1895.
- MÜLLER-JAHNCKE, Wolf-Dieter / Christoph FRIEDRICH: Geschichte der Arzneimitteltherapie. Stuttgart 1996.
- NEUFELD, Sieghard: Chronologie Chemie 1800–1970. Weinheim 1977.
- NEUMANN, Karl Georg: Heilmittellehre, nach den bewährtesten Erfahrungen und Untersuchungen in alphabetischer Ordnung bearbeitet. Erlangen 1850.
- NIPPERDAY, Thomas: Deutsche Geschichte 1800–1869. München 1987.
- OSTWALD, Wilhelm: Grosse Männer. Leipzig 1909.
- OLDENBURG, Dieter: Romantische Naturphilosophie und Arzneimittellehre 1800–1840. (Veröffentlichung aus dem Pharmaziegeschichtlichen Seminar der Technische Universität Braunschweig, Bd 20) Braunschweig 1979 (zugleich Diss. rer. nat. Braunschweig 1979).
- PEREIRA, Jonathan (Hrsg.): Vorlesungen über Materia medica oder über die Herkunft, die Qualität, die Zusammensetzung und die Wirksamkeit der Arzneistoffe. Übersetzt von Dr. Friedrich J. Behrand, Leipzig 1838.
- PHARMACOPOEA HAMBURGENSIS. Leipzig 1845.
- PHARMACOPOEA HANNOVERANA. Leipzig 1845.

- PIERER, Heinrich August (Hrsg.): Universal-Lexikon der Gegenwart und Vergangenheit oder neuestes encyclopädisches Wörterbuch der Wissenschaften, Künste und Gewerbe. 34 Bde + 6 Supplement-Bde, Altenburg 1840–1854.
- PILGRIM, Emma: Entdeckung der Elemente: mit Biographien ihrer Entdecker. Stuttgart 1950.
- POHL, DIETER: Zur Geschichte der deutschen pharmazeutischen Hochschulinstitute. Diss. rer. nat. Marburg 1972 (Selbstverlag).
- POHL, URSULA: Friedrich Julius Otto (1809 – 1870), Pharmazeut, Chemiker, Technologe, Gesundheitsbeamter und das Collegium Carolinum in Braunschweig. (Braunschweiger Veröffentlichungen zur Geschichte der Pharmazie und der Naturwissenschaften, Bd 40) Stuttgart 1998 (zugleich Diss. rer. nat. Braunschweig 1996).
- REAL, Horst Matthias: Die chemische Arzneimittelprüfung in deutschen Pharmakopöen bis 1872. (Braunschweiger Veröffentlichungen zur Geschichte der Pharmazie und der Naturwissenschaften, Bd 11) Braunschweig 1970 (zugleich Diss. rer. nat. Braunschweig 1970).
- REUTER, Gerhard: Pharmakognosie und Pharmazeutische Biologie der Universität Jena. In: Ingo Dahse (Hrsg.): Vom Organismus zum Molekül. Jena 1992, S. 375–396.
- REX, Friedemann: Chemie, Geschichte und Chemiegeschichte – Reflexionen anlässlich des Fachgruppenjubiläums. In: Mitteilungen der Fachgruppe Geschichte der Chemie. Hrsg. von der Gesellschaft Deutscher Chemiker, Bd 2, Frankfurt a. M. 1989, S. 3–14.
- ROTHSCHUH, Karl Eduard: Geschichte der Physiologie. Berlin 1953.
- RUMPF-LEHMANN, Barbara: Das Tagebuch eines Schweizer Pharmaziestudenten 1834/35 in Jena. In: Die Vorträge des Internationalen Pharmaziehistorischen Kongresses Basel 1979. (Veröffentlichungen an der Internationalen Gesellschaft für Geschichte der Pharmazie, Bd 50) Stuttgart 1981, S. 1–5.
- ROSE, Heinrich: Handbuch der analytischen Chemie. Berlin 1838.
- SCHELENZ, Hermann: Geschichte der Pharmazie. Berlin 1904; Nachdruck: Weinheim 1962.
- SCHMAUDERER, Eberhard (Hrsg.): Der Chemiker im Wandel der Zeit. Weinheim 1973.
- SCHMIDT, Max: Anorganische Chemie. 2 Bde, Mannheim/Wien/Zürich 1967.
- SCHMITT, Ludwig (Hrsg.): J. v. Liebig im Lichte der Forschung des 20. Jahrhunderts. In: 3. Sonderheft zu *Landwirtschaftliche Forschung* (1953).
- SCHMITZ, RUDOLF: Über Sinn und Wert methodischen Studiums der Pharmaziegeschichte. *Pharmazeutische Zeitung* 106 (1961), 855–860.

- SCHMITZ, Rudolf: Die deutschen pharmazeutisch-chemischen Hochschulinstitute. Ingelheim a. Rh. 1969.
- SCHMITZ, Rudolf: Der Beginn der organischen Chemie und der Neo-Vitalismus von heute. Zum 100. Todestag Friedrich Wöhlers am 23. September 1982. In: Eduard Seidler / Heinz Schott (Hrsg.): Bausteine zur Medizingeschichte, Heinrich Schipperges zum 65. Geburtstag. Stuttgart 1984, S. 105–112.
- SCHNEIDER, Wolfgang: Grenzgebiete zwischen Pharmazie- und Chemiegeschichte. In: Wolfgang-Hagen Hein (Hrsg.): Grundfragen der Pharmaziegeschichte (Veröffentlichungen der Internationalen Gesellschaft für Geschichte der Pharmazie e. V., Bd 15) Stuttgart 1959, S. 42–59.
- : Lexikon zur Arzneimittelgeschichte. Sachwörterbuch zur Geschichte der pharmazeutischen Botanik, Chemie, Mineralogie, Pharmakologie, Zoologie. 7 Bde, Frankfurt a. M. 1968–1975.
- : Geschichte der Pharmazeutischen Chemie. Weinheim 1972.
- SCHRÖDER, Winfried: Die pharmazeutisch-chemischen Produkte deutscher Apotheker zu Beginn des naturwissenschaftliche-industriellen Zeitalters. (Veröffentlichung aus dem Pharmaziegeschichtlichen Seminar der Technische Universität Braunschweig, Bd 3) Braunschweig 1960 (zugleich Diss. rer. nat. Braunschweig 1960).
- SCHÜMANN, CHRISTOPH: Der Anteil deutscher Apotheker an der Entwicklung der technischen Chemie zwischen 1750 und 1850. (Europäische Hochschulschriften, Bd 3) Frankfurt a. M. 1997 (zugleich Diss. rer. nat. Greifswald 1994).
- SCHÜMANN, Christoph / Christoph FRIEDRICH / Tebea MÖWS: Der Apotheker Ludwig Bley (1801–1868) und sein Einfluß auf die Entwicklung der Technologie. *Pharmazie* 46 (1991), 663–666.
- SCHÜMANN, Christoph / Christoph FRIEDRICH: Sigismund Friedrich Hermbstaedts (1770–1833). Beitrag zum Theorien- und Methodenwandel der pharmazeutischen Wissenschaft am Ende des 18. und Beginn des 19. Jahrhunderts. *Rostocker Wissenschaftshistorische Manuskripte* 20 (1991), 65–68.
- SCHUMACHER, Silvana: Entwicklungstendenzen der multidisziplinären deutschsprachigen pharmazeutischen Lehrbuchliteratur im Vorfeld der Hochschulpharmazie (1725–1875). (Quellen und Studien zur Geschichte der Pharmazie, Bd 52) Stuttgart 1988 (zugleich Diss. rer. nat. Marburg 1987).
- SCHÜTT, Hans-Werner: Anfänge der Agrikulturchemie in der ersten Hälfte des 19. Jahrhunderts. *Zeitschrift für Agrargeschichte und Agrarsoziologie* 21 (1973) H 1, 83–91.

- : Die Synthese des Harnstoffs und der Vitalismus. In: Hans Poser / Hans-Werner Schütt (Hrsgg.): *Ontologie und Wissenschaft*. (TUB-Dokumentation, Kongresse und Tagungen, Bd 16) Berlin 1984, S. 198–214.
- : Die Entdeckung des Isomorphismus: eine Fallstudie zur Geschichte der Mineralogie und der Chemie. (*Arbor scientiarum – Beiträge zur Wissenschaftsgeschichte*, Reihe A Bd 9) Hildesheim 1984.
- : Eilhard Mitscherlich. Baumeister am Fundament der Chemie. (Abhandlungen und Berichte, hrsg. vom Deutschen Museum, N. F., Bd 8) München 1992.
- SCHWANERT, Hugo: *Lehrbuch der Pharmazeutischen Chemie*. 3 Bde, Braunschweig 1880.
- SCHWEDT, Georg: *Goethe als Chemiker*. Berlin/Heidelberg 1998.
- : *Chemische Probierkabinette*. Seesen 2001.
- SERTÜRNER, Friedrich: *System der chemischen Physik*. Göttingen 1820.
- SOBERNHEIM, Joseph Friedrich / Johann Franz SIMON: *Handbuch der praktischen Toxikologie: nach dem neuesten Standpunkte dieser Wissenschaft und ihrer Hilfsdoktrinen; für angehende, praktische und Physikatärzte, sowie für Kreiswundärzte und Apotheker*. Berlin 1838.
- STÖRIG, Hans Joachim: *Kleine Weltgeschichte der Wissenschaft*. Stuttgart 1957.
- STOLZ, Rüdiger: *Geschichte der Chemie – ein Überblick*. Jena 1973.
- : *Chymia Jenensis. Chymisten, Chemisten und Chemiket in Jena*. (*Alma mater Jenensis. Studien für Hochschul- und Wissenschaftsgeschichte*, Bd 6) Jena 1984, S. 71–74.
- STRUBE, Irene / Rüdiger STOLZ / Horst REMANE: *Geschichte der Chemie. Ein Überblick von den Anfängen bis zur Gegenwart*. Berlin 1986.
- SZABADVÁRY, Ferenc: *Geschichte der analytischen Chemie*. Braunschweig 1966.
- TROMMSDORFF, Johann Bartholmäus: *Handbuch der pharmaceutischen Waarenkunde. Nebst einer Anleitung zur Prüfung der Aechtheit der pharmaceutisch-chemischen Präparate*. Erfurt 1806.
- : *Neue Pharmacopoe dem gegenwärtigen Zustande der Arzneikunde und Pharmacologie angemessen*. Erfurt 1808.
- TUTZKE, Dieter (Hrsg.): *Geschichte der Medizin*. Berlin 1980.
- URDANG, Georg: *Wesen und Bedeutung der Geschichte der Pharmazie. Drei Vorträge*. Berlin 1927.

--: Zur Geschichte der Metalle in den amtlichen deutschen Arzneibüchern. Mittenwald o. J. [1933] (zugleich Diss. rer. nat. Halle).

UTERMÖHLEN, Gerda: Der Briefwechsel des Gottfried Wilhelm Leibniz – die umfangreichste Korrespondenz des 17. Jahrhunderts und der „republique des lettres“. In: W. Frühwald / H.-J. Mähl / W. Müller-Seidel (Hrsgg.): Probleme der Brief-Edition: Kolloquium der Deutschen Forschungsgemeinschaft. 8. – 11. September 1975. Referate und Diskussionsbeiträge. Boppard 1977.

VALENTIN, Johannes: Geschichte der Pharmazie und Chemie. Stuttgart 1950.

VERDENHALVEN, Fritz: Alte Meß- und Währungssysteme aus dem deutschen Sprachgebiet. Neustadt a. d. Aisch 1968.

VOGEL, HANS ULRICH von (Hrsg.): Chemiker Kalender. Zweite neubearbeitete Auflage von Claudia Synowietz. Berlin/Heidelberg/New York 1974.

WACKENRODER, Heinrich Wilhelm Ferdinand: Nachricht über das pharmaceutische Institut zu Jena. *Annalen der Pharmacie* 9 (1834), 138–144.

--: Ueber die Darstellung und Prüfung des officinellen Zinkoxyds nebst analytischen Untersuchungen über die Mischung des kohlensauren Zinkoxyds. *Annalen der Pharmacie* 11 (1834), 151–182.

--: Ueber eine arsenhaltige Zuckerbäckerwaare, welche gegenwärtig häufig in den Läden der Zuckerbäcker zum Verkaufe kommt. *Repertorium für die Pharmazie* 30 (1830), 279–280.

--: Chemische Tabellen zur Analyse der unorganischen Verbindungen. Jena 1837.

--: Nachricht über das pharmaceutische Institut zu Jena. *Annalen der Pharmacie* 21 (1837), 231–239.

--: Ueber die natürliche Soda aus Ungarn. *Archiv der Pharmacie* 95 (1843), 271.

--: Untersuchungen über die Mischung des natürlichen und künstlichen reinen Eisenoxydes, nebst Beiträgen zur Bestimmung des Atomgewichtes des Eisens. *Pharmaceutisches Centralblatt* 3 (1844), 46.

WACKENRODER, Heinrich Wilhelm Ferdinand / Ludwig BLEY: Über die Ausbildung der Pharmaceuten. Hannover 1853.

WANKMÜLLER, Armin: Die Schüler im pharmazeutischen Institut von Wackenroder in Jena. Tübingen 1971.

WEHLER, Hans-Ulrich: Deutsche Gesellschaftsgeschichte 1815–1845/49. München 1987.

- WEIß, Burghardt: Wie finde ich Literatur zur Geschichte der Naturwissenschaften? Berlin 1985.
- WESTRUMB, Johann Friedrich: Handbuch der Apothekerkunst. In sechs Abtheilungen. 3 Bde, Hannover 1804.
- WEYER, Jost: Geschichtsschreibung von Wiegleb (1790) bis Partington (1979). Hildesheim 1974.
- WEYER, Jost; Die Entstehung der Organischen Chemie im 19. Jahrhundert. In: Christoph J. Scriba (Hrsg.): *Disciplinae novae*. Zur Entstehung neuer Denk- und Arbeitsrichtungen in der Naturwissenschaft. Festschrift zum 90. Geburtstag von Hans Schimank. (Veröffentlichungen der Joachim Jungius-Gesellschaft der Wissenschaften Hamburg, Bd 36) Göttingen 1979.
- WIETSCHORECK, Herbert: Die pharmazeutisch-chemischen Produkte deutscher Apotheken im Zeitalter der Nachchemiatrie. (Veröffentlichung aus dem Pharmaziegeschichtlichen Seminar der Technischen Hochschule Braunschweig, Bd 5) Braunschweig 1962 (zugleich Diss. rer. nat. Braunschweig 1962).
- WOLF, Evemarie: Über die Anfänge der Pharmaziegeschichtsschreibung. (Quellen und Studien zur Geschichte der Pharmazie, Bd 72) Stuttgart 1996 (zugleich Diss. rer. nat. Marburg 1965).
- WOLF, Sigrid; Das deutsche pharmazeutische Reformschriftentum und Zeitschriftenwesen im 19. Jahrhundert. Diss. rer. nat. Marburg 1971 (Selbstverlag).
- WUBING, Hans (Hrsg.): Geschichte der Naturwissenschaften. Berlin 1983.
- ZIMMERMANN, Hartmut: Simon Rudolph Brandes (1795–1842). Ein bedeutender Apotheker des 19. Jahrhunderts. (Quellen und Studien zur Geschichte der Pharmazie, Bd 26) Stuttgart 1985 (zugleich Diss. rer. nat. Marburg 1984).



## **11. Lebenslauf**

### **11.1. Persönliche Daten:**

Name:	Wolfram Wendler
Adresse:	Kempter Lies 41 55411 Bingen
Geburtsdatum:	16. Juli 1957
Geburtsort:	Solingen
Staatsangehörigkeit:	deutsch
Vater:	Willi-Fritz Wendler, Arbeiter
Mutter:	Gertrud Wendler, Bürokauffrau
Familienstand:	Verheiratet seit 16. November 2000 mit Heike Wendler-Kretschmer, Biologielaborantin
Kinder:	Carmen Teresa, geboren am 20. Mai 2003

### **11.2. Beruflicher Werdegang:**

April 1964 bis Juni 1967	Grundschule
Aug. 1967 bis Juli 1973	Theodor-Heuss-Realschule
Aug. 1973 bis Juli 1976	Berufsausbildung zum Chemielaboranten

Juli 1976 bis Sep. 1979	Tätigkeit als Chemielaborant
Aug. 1976 bis Juni 1980	weiterführende Ausbildung zum Chemotechniker
Jan. 1980 bis Juni 1982	Erwerb der Hochschulreife am Bergischen Kolleg, Wuppertal
Okt. 1982 bis Dez. 1986	Studium der Lebensmittelchemie an der Bergischen Universität in Wuppertal
März 1985 bis Juli 1986	studentische Hilfskraft
Jan. 1987 bis Dez. 1987	Anerkennungsjahr im „Chemischen Untersuchungsinstitut der Städte Wuppertal und Solingen“ mit Abschluss zum Staatlich geprüften Lebensmittelchemiker
Jan. 1988 bis Feb. 2004	Anstellung als Laborleiter bei Boehringer Ingelheim Backmittel GmbH
seit Sept. 1991	Leiter der Qualitätskontrolle
seit Nov. 1991	Handlungsvollmacht
seit März 2004	Leiter Qualitätssicherung bei SuCrest, Hochheim

## **Danksagung**

Diese Dissertation wurde durch die Unterstützung vieler erst möglich. Mein Dank gilt daher meinem Doktorvater Herrn Prof. Dr. Christoph Friedrich und den Mitarbeiterinnen des Institutes für Pharmaziegeschichte in Marburg, besonders Frau Katja Schmiederer, sowie den Mitarbeitern in der Pharmaziegeschichte in Greifswald.

Auch die Hilfe von Prof. Dr. Rüdiger Stolz, dem ich die handschriftliche Quelle verdanke und der mich am Anfang der Arbeit begleitet hat, war für diese Arbeit von unschätzbarem Wert.

Ebenso bedanke ich mich bei den Bibliothekarinnen und Mitarbeitern des Stadtarchivs Mainz und der Bibliothek am Pulverturm vom medizingeschichtlichen Institut in Mainz, die mich vielfach bei der Besorgung der Literatur unterstützt haben.

Besonderen Dank gilt meiner Frau Heike, die mich nicht nur beim Korrekturlesen unterstützt hat, sondern auch wie meine kleine Tochter Carmen Teresa viele Stunden auf mich verzichten musste.